

Univerzita Karlova v Praze
Pedagogická fakulta
Katedra chemie a didaktiky chemie

BAKALÁŘSKÁ PRÁCE

Stanovení tvrdosti vody a celkové vodivosti pitné vody
Determination of hardness and total conductivity in drinking water

Lucie Čamborková

Vedoucí práce:	Mgr. Ing. Štěpánka Kučková, PhD.
Studijní program:	Specializace v pedagogice
Studijní obor:	Biologie-chemie

2015

Prohlašuji, že jsem bakalářskou práci na téma Stanovení tvrdosti a celkové vodivosti pitné vody vypracovala pod vedením vedoucího práce samostatně za použití v práci uvedených pramenů a literatury. Dále prohlašuji, že tato práce nebyla využita k získání jiného nebo stejného titulu.

V Praze 8. dubna 2015

Poděkování

Na této stránce bych chtěla poděkovat vedoucí své bakalářské práce paní Mgr. Ing. Štěpánce Kučkové, PhD. za její cenné rady, připomínky a korekturu. Dále bych chtěla poděkovat za její čas a trpělivost při provádění experimentální části v laboratoři.

ANOTACE

Cílem této práce je získání vzorků pitných vod z různých lokalit a stanovit u nich chelatometricky tvrdost vody, obsah hořčíku a vápníku, kondiktivitu a pH. Teoretická část pojednává o vodě jako sloučenině, jejím rozdělení podle původu, organoleptických ukazatelích, které se u pitné vody sledují. Dále se tato práce věnuje obsahu nejvýznamnějších iontů, které vedle lidského zdraví ovlivňují i její fyzikálně-chemické vlastnosti jako je pH, elektrolytická konduktivita a tvrdost. K analýze těchto vlastností je potřeba určitých postupů, které jsou rovněž popsány v teoretické části. Praktická část se zabývá již samotnou analýzou vzorků pitné vody.

KLÍČOVÁ SLOVA

pitná voda, tvrdost vody, pH vody, konduktivita, hořčík, vápník

ANOTATION

The aim of this work is taking of drinking water samples from various places in Czech Republic and determinate hardness of water, kontent of magnesium and kalcium, conductivity and pH. Teoretical part of this work discusses about water as chemical individuum, dividing according to origin, about organoleptical factors, which man fallows in drinking water. Farther this work devotes to major ions in water, who has influence apart from human health on its chemical and physical properties as pH, conductivity and total hardness of water. There are written possibilities of analysis pH, conductivity and total hardness in teoretical part. Practical part of this work applies to analysis of water samples.

KEYWORDS

drinking water, hardness of water, pH of water, conductivity, magnesium, kalcium

Obsah

1	Úvod.....	7
2	Teoretická část.....	8
2.1	Voda jako chemické individuum.....	8
2.2	Druhy vod.....	10
2.2.1	Atmosférické vody	11
2.2.2	Podzemní vody	12
2.2.3	Povrchové vody	14
2.3	Chemické složení vod	17
2.3.1	Sodík a draslík.....	17
2.3.2	Vápník a hořčík	18
2.3.3	Železo	19
2.3.4	Mangan.....	21
2.3.5	Hliník.....	22
2.3.6	Stroncium a baryum	23
2.3.7	Měď	24
2.3.8	Zinek	25
2.3.9	Kadmium.....	25
2.3.10	Rtuť	26
2.3.11	Olovo	27
2.3.12	Arsen	28
2.3.13	Chloridy.....	29
2.3.14	Sloučeniny síry	30
2.3.15	Sloučeniny dusíku	31
2.3.16	Oxid uhličitý a jeho iontové formy	32
2.4	Tvrdost vody	33
2.5	Organoleptické vlastnosti vody	37
2.5.1	Teplota.....	37
2.5.2	Barva	38
2.5.3	Zákal.....	39
2.5.4	Pach	39
2.5.5	Chuť	41
2.6	Fyzikálně chemické vlastnosti vod.....	42
2.6.1	Elektrolytická konduktivita	42
2.6.2	pH vody	43

2.7	Analytické metody stanovení tvrdosti vody, pH a konduktivity	44
2.7.1	Chelatometrie	44
2.7.2	Potenciometrické stanovení pH.....	46
2.7.3	Konduktometrie.....	49
3	Experimentální část	50
3.1	Použitý materiál a chemikálie	50
3.2	Přístroje a vybavení.....	50
3.3	Odběr vzorků.....	51
3.4	Stanovení tvrdosti pitné vody pomocí chelatometrické titrace	51
3.4.1	Stanovení obsahu Ca^{2+} v pitné vodě.....	51
3.4.2	Stanovení celkové tvrdosti vody (Ca^{2+} a Mg^{2+}).....	52
3.5	Stanovení celkové vodivosti pitné vody.....	54
3.6	Stanovení pH pitné vody	54
4	Výsledky a diskuze.....	56
5	Závěr	61
6	Literatura	62

1 Úvod

Pitná voda představuje jeden z pilířů podmiňujících lidskou existenci. Pro společnost z vyspělých států se již stala samozřejmostí, kterou naruší čas od času výpadek dodávky, havárie potrubí či kontaminace nebezpečnými látkami. Pitná voda musí splňovat mnoho kritérií a podléhá neustálé kontrole, aby nebylo ohroženo zdraví obyvatelstva. Podle vyhlášky ministerstva zdravotnictví se interpretuje jako zdravotně nezávadná voda, která ani při trvalém požívání nevyvolá onemocnění nebo poruchy zdraví přítomností mikroorganismů nebo látek ovlivňujících akutním, chronickým či pozdním působením zdraví fyzických osob a jejich potomstva, jejíž smyslově postižitelné vlastnosti a jakost nebrání jejímu požívání a užívání pro hygienické potřeby fyzických osob.

V současné době společnost stále více zajímá, jaké jsou ukazatele její kvality, mezi které patří i tvrdost pitné vody, s ní související obsah vápníku a hořčíku, konduktivita a pH, jejichž stanovením se zabývá i experimentální část této bakalářské práce. Uvedené ukazatele jakosti pitné vody mohou významně ovlivnit životnost domácích spotřebičů či samotného potrubí, kterým je voda vedena a v neposlední řadě pak také zdravotní kondici, v jaké se člověk po konzumaci pitné vody nachází.

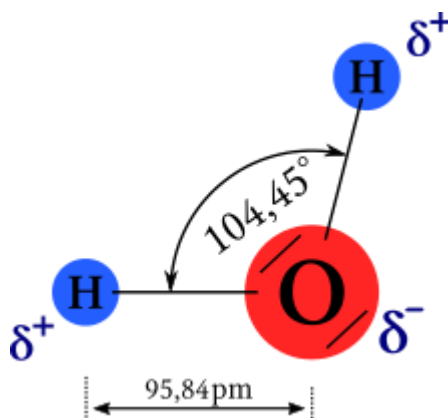
Tématem této práce je stanovení výše uvedených ukazatelů kvality (tvrdosti vody, konduktivity a pH) pitné vody odebrané na různých místech v České republice. Výsledky měření byly porovnány s výsledky vodárenských společností, pod které spadaly jednotlivé vzorky vod, a rovněž byly podrobeny srovnání s vyhláškou, která některé z těchto ukazatelů limituje.

2 Teoretická část

2.1 Voda jako chemické individuum

Voda se jako chemická sloučenina skládá ze dvou atomů vodíků a jednoho atomu kyslíku, přičemž tento fakt byl zjištěn teprve na konci 18. století, kdy francouzský chemik Lavoisier rozložil vodu na vodík a kyslík. Britský chemik Dalton předpověděl, že poměr kyslíku a vodíku bude v molekule vody 1 : 1 a molekula vody byla konečně odhalena v roce 1814, kdy švédský chemik Berzelius stanovil poměr kyslíku a vodíku na 1 : 2 a pro vodu vytvořil vzorec H_2O . Dnes se voda sumárně zapisuje vzorcem H_2O a vzniká prudkým slučováním kyslíku a vodíku nebo jako vedlejší produkt mnoha reakcí. V přírodě se vyskytuje ve třech skupenstvích, což mnoho látek za normálních okolností nedokáže. [1]

Atomy vodíků jsou s kyslíkem v jedné molekule vody vázány kovalentní vazbou, to znamená, že chemické vazby se účastní valenční elektrony těchto atomů a společně vytváří lomenou molekulu odvozenou od pravidelného čtyřstěnu, kde atom kyslíku tvoří jeho střed a ve dvou rozích se nacházejí atomy vodíku. Úhel, který atom kyslíku svírá s atomy vodíků, je $104^\circ 45'$ (obr. 1). [1]

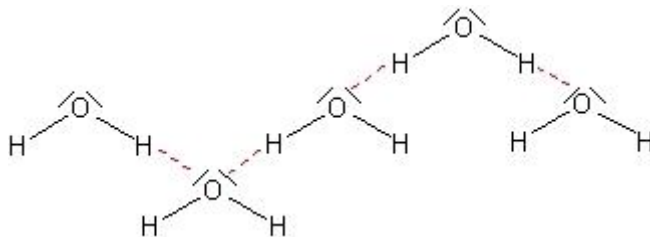


Obrázek 1 Molekula vody s vyznačením parciálních nábojů jednotlivých atomů [2]

Na obrázku 1 lze vidět, jak se na atomu kyslíku se dvěma volnými elektronovými páry vytváří záporný parciální náboj v důsledku jeho vysoké elektronegativity, zatímco na atomech vodíku parciální náboj kladný, protože jediný elektron, který atom vodíku vlastní a dává k dispozici, je přitahován elektronegativním atomem kyslíku. Popsaný jev způsobuje dipólový

charakter molekuly vody a je charakterizován dipólovým momentem vody, který nabývá hodnoty $6,13 \cdot 10^{-30}$ C/m. [3]

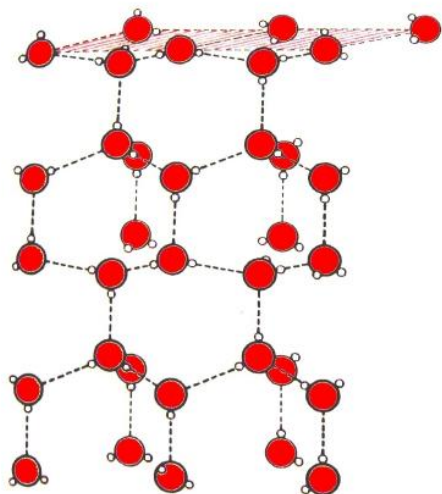
Díky vzniku dipólu se molekula vody stává polární, s čímž souvisí její dobré rozpouštěcí schopnosti polárních látek jako např. sacharidy a alkoholy. Polární struktura molekuly způsobuje, že voda může vytvářet v kapalném skupenství prostřednictvím slabých ne vazebných interakcí, označovaných jako vodíkové můstky, řetězově spojené molekuly neboli asociáty (obr. 2). [4]



Obrázek 2 Jednotlivé molekuly vody propojené vodíkovými můstky [5]

Eletronegativní atom kyslíku má totiž kvůli dvěma volným elektronovým párům schopnost poutat k sobě ještě další dva atomy vodíku, a tak vytvářet vodíkové můstky. Díky spojení molekul vody pomocí vodíkových vazeb nemá voda největší hustotu v podobě ledu, ale v kapalném skupenství při teplotě $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ a tento jev se označuje jako anomálie vody. [1]

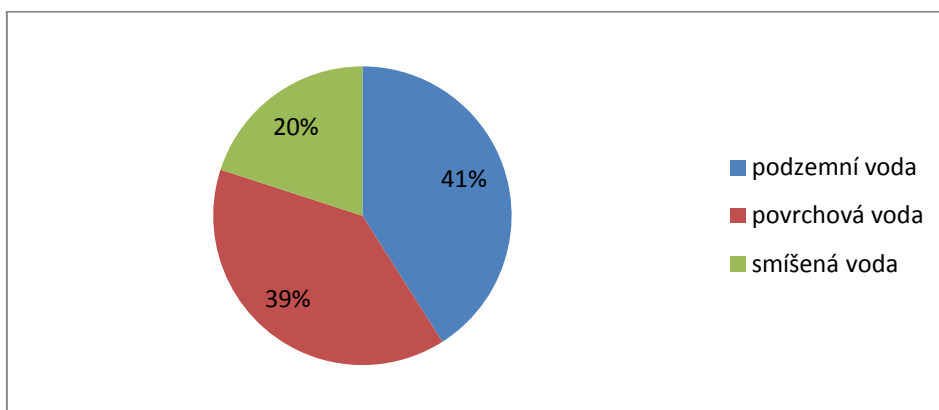
V pevném skupenství, ve formě ledu, má molekula vody za nepříliš vysokých tlaků strukturu, jejímž základem je pravidelný čtyřstěn, který má ve svých vrcholech a těžišti umístěny atomy kyslíku, jež jsou navzájem spojeny přes atomy vodíku buď kovalentními, nebo vodíkovými vazbami [4]. Čtyřstěny dále v prostoru vytvářejí šesterečné mřížky (obr. 3) podobné trimiditu, což je jedna z modifikací křemene. Toto uspořádání neumožňuje těsné spojení molekul, a proto nemůže mít voda větší hustotu ve formě ledu, než jak je tomu v jejím kapalném stavu [6].



Obrázek 3 Uspořádání molekul vody v pevném skupenství [5]

2.2 Druhy vod

Voda se rozděluje do několika kategorií podle původu, výskytu a způsobu použití. Z hlediska původu lze vody klasifikovat jako vody přírodní nebo odpadní. Vody přírodní se dále rozdělují podle výskytu na vody atmosférické (oddíl 2.2.1), povrchové (oddíl 2.2.3) a podzemní (oddíl 2.2.2). Vody odpadní pak na splaškové a průmyslové. Zdrojem pitné vody jsou vody povrchové a podzemní. Výraz pitná voda napovídá, že voda se dělí také podle způsobu použití. Kromě pitné vody rozeznáváme ještě vody užitkové, provozní nebo odpadní. Jelikož je téma této práce zaměřeno spíše na pitnou vodu, je v následujících kapitolách uvedeno rozdělení přírodních vod, které slouží jako její zdroj, podle výskytu. Pro zásobování obyvatel ČR pitnou vodou převažuje jako zdroj voda povrchová (obr. 4). [7]



Obrázek 4 Distribuce pitné vody obyvatelům ČR podle zdroje [7]

2.2.1 Atmosférické vody

Za atmosférickou vodu se považuje veškerá voda obsažená v ovzduší ať už v kapalném, pevném nebo plynném skupenství. Člověk se nejčastěji setkává s atmosférickou vodou ve formě srážek, které vznikají kondenzací vodních par v ovzduší nebo na různých površích. V České republice se průměrné množství srážek pohybuje okolo 700 mm za rok. [8]

Atmosférická voda bývá obecně považována za nejčistší, musí se však brát v úvahu lokalita i intenzita trvání srážek. O čistotě srážek nejvíce rozhoduje lokalita, protože srážky v okolí měst mohou být výrazně znečištěny průmyslovými exhalacemi, zatímco srážky v horských oblastech, kde je hustota osídlení minimální, se vyznačují vysokou čistotou. Srážky nad průmyslovými aglomeracemi jsou navíc výrazně acidifikovány z důvodu vysokého obsahu oxidů síry a dusíku. Tyto srážky jsou známy pod pojmem kyselá dešť a mají neblahý vliv na kvalitu půdy a vody, nebo působí agresivně na různé povrchy (například železa a betonu). [6; 8]

Celková mineralizace atmosférické vody dosahuje v průměru 10–100 mg/l, z čehož vyplývá, že jsou ze všech druhů vod (podle původu) nejméně mineralizované (oddíl 2.3) [4]. V tomto trendu se uplatňuje opět lokalita, kde se mineralizace srážkových vod měří. V horských oblastech tato veličina často nedosahuje ani 1 mg/l, naopak v blízkosti měst a průmyslových oblastí může přesáhnout i 100 mg/l. Srážkové vody jsou svým složením podobné podzemním a povrchovým vodám, odlišnost od nich spočívá v dominanci amonného kationtu, který se významně uplatňuje při acidobazických dějích probíhajících v těchto

vodách. Srážkové vody mají nízký obsah hydrogenuhličitanů a pH se pohybuje kolem 5–6. Tento typ vod může výrazně ovlivňovat (často v negativním smyslu slova) chemické složení povrchových vod a méně často vod podzemních [8].

Z hlediska nízké mineralizace, častého znečištění a nepravidelnosti nemohou být srážkové vody využívány k zásobování obyvatelstva pitnou vodou. [6]

2.2.2 Podzemní vody

Podzemní vodou se označuje všechna voda obsažena pod zemským povrchem ve všech skupenstvích, která vznikla infiltrací srážkové a povrchové vody propustnými vrstvami zemské půdy. Podzemní voda vzniklá způsobem infiltrace se označuje jako vadózní. Podzemní voda však může vznikat i kondenzací vodních par unikajících při ochlazování zemského magmatu a v tom případě se hovoří o vodě juvenilní. Podzemní voda tak může být dvojího původu, v celkovém měřítku však převládá voda vadózní. [9]

Voda proniká pod povrch buď pomocí horninových puklin, nebo malých pórů sedimentárních hornin. V prvním případě se jedná o vodu puklinovou, která se při průchodu puklinami zbavuje různých nečistot a v druhém případě se jedná o vodu průlinovou, která při průchodu horninovými průlinami (póry) vlivem adsorpce ztrácí prvky jako je měď, olovo, zinek nebo stroncium a mění tak své složení. [3]

Chemické složení podzemní vody většinou odráží charakter půdy a geologického podloží, chemické složení vod povrchových a atmosférických, ze kterých vznikla a celkovou podzemní atmosféru. Pro tu je charakteristický vysoký obsah oxidu uhličitého (CO_2), který je buď biogenního, nebo hlubinného původu. Vyšší koncentrace celkového CO_2 a jeho iontových forem jsou důvodem odlišnosti chemického složení podzemní vody od atmosférických a povrchových vod [8]. Kromě CO_2 se na chemickém složení vody podílí další faktory:

- Přímé rozpuštění. Tímto způsobem se do podzemních vod dostávají vyšší koncentrace minerálů na bázi chloridů, síranů a dusičnanů a stopově pak bromidy, fluoridy, jodidy a fosforečnany. Procesem přímého rozpouštění se do podzemní vody dostávají také huminové kyseliny jako zástupci organické složky. [8]

- Chemické působení. Touto cestou se kvůli vodě bohaté na CO₂ převádí málo rozpustné uhličitany vápníku (Ca²⁺), hořčíku (Mg²⁺), železa (Fe²⁺) a manganu (Mn²⁺) na hydrogenuhličitany, které jsou ve vodě dobře rozpustné. Při procesu chemického zvětrávání se uplatňuje i vliv volného kyslíku a to zejména v případě oxidace nerozpustného rud síry za vzniku síranů (rovnice 2.1). [9]



- Modifikující přeměny. Vody obohacené o nové látky v procesu rozpouštění nebo chemického působení mohou podléhat sekundárním změnám, jakými jsou výměny iontů. Dochází tak k sekundární metamorfóze chemismu podzemní vody, a to zejména v zastoupení sodíku, draslíku a vápníku [8]. Děje se tak na principu sorpce kationtů, která vzrůstá s mocností a klesá s hydratací iontů. Kvůli tomu jsou podzemní vody bohaté na kationty Ca²⁺ a Na⁺, které se vyluhují z minerálů snáze kvůli vyšší hydrataci. Dalšími modifikujícími přeměnami jsou biochemické přeměny probíhající za přítomnosti mikroorganismů žijících v půdě, které svými enzymy rozkládají složitější organické látky na jednodušší. Takovým způsobem může mimo jiné vznikat i humus, který rovněž ovlivňuje složení podzemní vody. [6]

Teplota podzemní vody je relativně stálá, a to zejména ve větších hloubkách 20–30 metrů. Proměnlivá bývá jen v mělkých podzemních vodách a tyto změny odrážejí teplotní režim dne na zemském povrchu. [3]

Hodnota pH odráží vápenato-uhličitanovou rovnováhu (oddíl 2.3.16) a pohybuje se v průměru od 5,5 do 7,5 a bývá obecně nižší než pH povrchových vod. [8]

Celkový obsah rozpuštěných látek je ovlivňován vyšší koncentrací volného CO₂. Převládajícím kationtem je Ca²⁺, dále Na⁺, Mg²⁺ a nejméně bývá zastoupen K⁺. Na rozdíl od atmosférické vody zde není dominujícím kationtem NH₄⁺. Z aniontů zaujímá majoritní postavení HCO₃⁻, dále jsou to SO₄²⁻ a Cl⁻. Vyšší koncentraci dusičnanů v podzemní vodě nalezneme pouze v případech, kdy je uložena velmi mělce pod povrchem a může tak dojít k jejímu antropogennímu znečištění. Z hydrochemického průzkumu bylo stanoveno, že většina pitných podzemních vod jsou vody hydrogenuhličitano-vápenaté nebo vody hydrogenuhličitano-sírano-vápenaté. [8]

Podle stupně mineralizace se podzemní voda dělí na vody podzemní prosté a vody minerální. Oproti vodám atmosférickým a povrchovým se prosté podzemní vody vyznačují poměrně vysokou mineralizací pohybující se od 100 až po 1000 mg/l, přičemž tato hodnota představuje horní hranici. Minerální vody se dále dělí podle obsahu minerálů na kyselky, sirné minerální vody, síranové, fluoridové, jodidové, železnaté a jiné vody. [8]

Z hlediska vodohospodářského je podzemní voda pro získávání pitné vody nejvhodnější, protože bývá nejméně kontaminována antropogenními a průmyslovými vlivy a není nutno ji výrazněji před konzumací upravovat. V případě, kdy se jímá pomocí studen, navíc představuje ekonomicky nejvýhodnější zdroj pitné vody, protože není zapotřebí budovat složité a nákladné vodovodní sítě. [10]

2.2.3 Povrchové vody

Jak již napovídá název, pod pojmem povrchové vody je zahrnuto všechno vodstvo na zemském povrchu, které se dělí na vodu kontinentální a mořskou. Pokud se hovoří o vodě kontinentální, musí se brát v úvahu, zda se jedná o vodu lentickou (tekoucí), což jsou veškeré vodní toky, nebo vodu lotickou (stojatou), kam patří jezera, vodní nádrže a rybníky. [6] Z hlediska zásobování pitnou vodou jsou klíčové povrchové vody kontinentální, tudíž jim bude věnována největší pozornost.

Kontinentální voda vzniká součinností vody atmosférické (oddíl 2.2.1) a povrchové a její chemismus je ovlivňován dalšími činiteli, mezi které se řadí antropogenní činnost, struktura geologického podloží a půdně-botanické faktory [3]. Pokud se na utváření toku podílí více voda atmosférická, je výsledná povrchová voda méně mineralizována, než jak by tomu bylo v případě, kdy je hlavním zdrojem voda podzemní [6]. U geologického podloží záleží na druhu převažující horniny. Například vápencové a křídové skály způsobují vyšší tvrdost vody i čistotu a neutrální až alkalickou reakci pH. Pokud se na stavbě podloží podílí spíše granit, je povrchová voda měkká (granit je odolný vůči rozpouštění) a zakalená, protože obsahuje velké množství rozptýlených částic organického a anorganického původu [10].

Vody povrchové obsahují menší množství anorganických rozpuštěných látek a CO_2 , na druhou stranu je v nich mnohem větší obsah rozpuštěného kyslíku (v čistých vodách až 95% nasycení), než jak je to u vod podzemních (oddíl 2.2.2). Dále mohou být kvůli antropogenní činnosti výrazně kontaminované organickými látkami, dusíkem či fosforem. S tím souvisí také značná eutrofizace stojatých vod (jezer a nádrží), která je jejich aktuálním

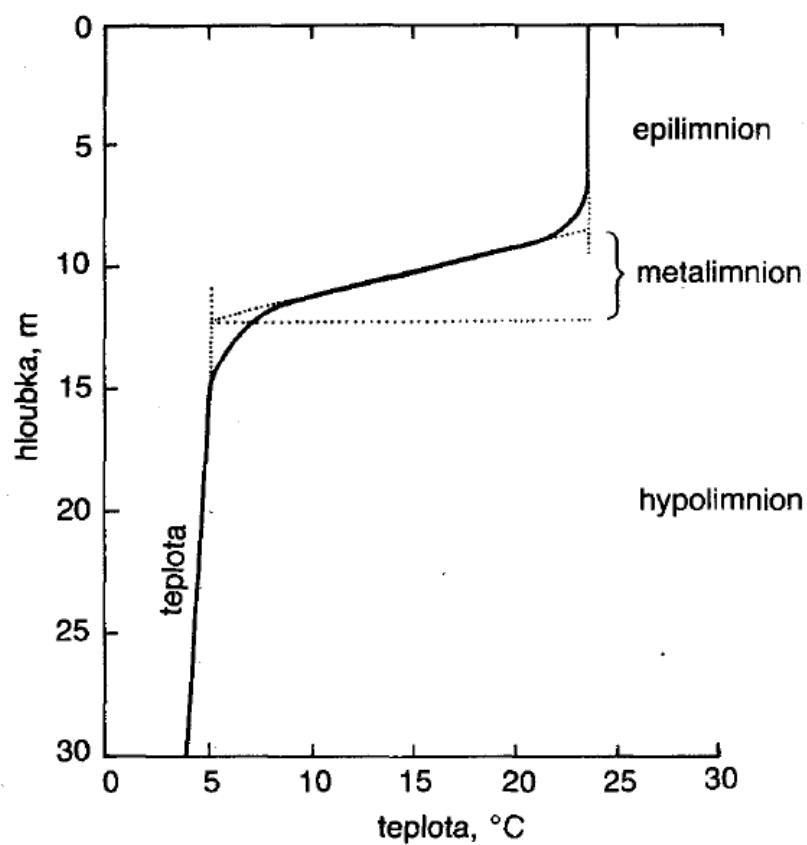
problémem. Hodnoty pH povrchových vod se pohybují v neutrální až slabě alkalické oblasti. [8]

Pro vody tekoucí jsou dominantními anionty HCO_3^- , dále SO_4^{2-} a Cl^- . Mezi kationty dominuje vápník, za ním se drží sodík a na třetím místě bývá hořčík. Poměrně hojným je i křemík, který je úzce spojen s eutrofizací. Nejméně zastoupeným kationtem bývá draslík. Celková mineralizace se pohybuje od 100 do 500 mg/l [8]. Z organických látek jsou v povrchových vodách běžně zastoupeny huminové kyseliny, které se do vod přirozeně dostávají splachem z půd, ale mohou pocházet i z vod splaškových. Mezi organické látky antropogenního původu patří polycyklické aromatické uhlovodíky, fenoly, polychlorované bifenoly, jiné chlorované organické látky a tenzidy. Tyto látky jsou důvodem výrazného zhoršení kvality povrchové vody [4].

U stojatých vod je mineralizace obdobná jako u vod povrchových a stejné je to v zastoupení majoritních kationtů. Podle acidifikace vod převažují buď sírany (vody acidifikované), nebo hydrogenuhličitaný (vody neacidifikované). Významným fenoménem uplatňujícím se u stojatých vod je jev zvaný vertikální stratifikace, který ovlivňuje teplotu, rozpuštěný kyslík, volný CO_2 , sloučeniny dusíku a fosforu, vápník a další složky vody. Sama stratifikace je řízena změnami oxidačně-redukčního potenciálu vody a pH vody. [8]

Vertikální stratifikace jezer a nádrží, někdy nazývána také jako teplotní, spočívá v rozdělení vody do tří vrstev podle teploty a hustoty (obr. 5) a uplatňuje se ve vodách v období léta a zimy (oddíl 2.1). Horní vrstva (epilimnion) je bohatá na kyslík a vyšší teploty. Pod ní se nachází tzv. termoclina (metalimnion), která se vyznačuje skokovou změnou teploty ve vodě a jako poslední vrstva se u dna vytváří hypolimnion s anaerobním režimem a stálou teplotou 4 °C. Spodní vrstva je nezávislá na změně teplot během dne a roku. Opačná teplotní zonálnost nastává v zimě, kdy epilimnion je chladnější a zamrzající vrstva, zatímco hypolimnion představuje díky stálé teplotě 4 °C vrstvu teplejší. [11]

Problémem epilimnia bývá v letních měsících eutrofizace, zatímco v hypolimniu anaerobní podmínky způsobují rozpuštění železa, manganu, sulfidů, amoniaku a fosforečnanů ze sedimentů a jimi následnou kontaminaci vod. [10]



Obrázek 5 Teplotní stratifikace v letním období [12]

2.3 Chemické složení vod

Látky anorganického původu se do vod dostávají při kontaktu vody s různými povrchy a horninami, které at' méně či více jsou ve vodě rozpustné a ovlivňují tak její celkové chemické složení. Situace se liší podle druhu vod, ale všeobecně se dá říci, že podzemní vody jsou více mineralizované než ty povrchové, jejichž chemické složení může být navíc ovlivněno antropogenními vlivy. Konkrétní zastoupení prvků ve vodách podle jejich druhu je probráno v kapitole Druhy vod (oddíl 2.2). Celkové množství rozpuštěných anorganických látek kromě plynů jako je kyslík, oxid uhličitý a dusík podle druhu vod prezentuje tabulka I [4]. V následujícím textu nejsou uvedeny všechny prvky vyskytující se ve vodách, tato práce se zaměřila pouze na nejběžnější ionty a nebezpečné ionty těžkých kovů, které se ve vodách mohou nacházet.

Tabulka I Klasifikace vod podle obsahu minerálních látek [4]

Druh vody	Koncentrace minerálních látek (mg/l)
srážková	jednotky až desítky
povrchová	200–300
podzemní	300–500
minerální	1000 a více

2.3.1 Sodík a draslík

Sodík a draslík se vyskytují ve vodách jako jednomocné kationty Na^+ a K^+ a jejich koncentrace obvykle odpovídá geologickému podloží daného povodí. Pokud jde o proces vyluhování, jsou nejčastěji zdrojem Na^+ a K^+ silikátové horniny, mezi které patří např. albit ($\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$) jako zdroj sodíku, draselné živce-ortoklasy (KAlSi_3O_8) a muskovit ($\text{KAl}_2(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{OH})_2$) jako zdroj draslíku. Kromě silikátů se může sodík a draslík dostávat do vody z hornin z třídy halocvů, nejvýznamnější z nich je halit (NaCl) a sylvín (KCl). [8; 13]

Umělým zdrojem draslíku ve vodách jsou draselná hnojiva využívaná v zemědělství nebo výkaly ze splaškových vod. Sodík se do odpadních vod dostává např. NaCl a Na_2SO_4

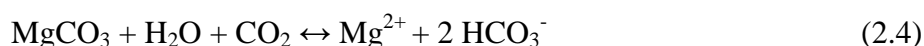
jsou produktem neutralizačních reakcí či při vysolování, anebo kvůli používání NaCl k sypaní dopravních komunikací v zimě [3]. Zastoupení sodíku a draslíku v zemské kůře je zhruba stejné a činí 2,5 %, ačkoliv vody obsahují většinou více sodných iontů než těch draselných [8]. Důvodem může být zadržování draselných iontů půdou a jejich následné předávání rostlinám, protože draslík je jednou z jejich základních živin. Zadržené draselné ionty jsou pak v půdě vyměněny za sodné (rovnice 1.9, kde M je jakýkoliv anion obsažený v půdě) [6].



Sodík a draslík jsou esenciálními prvky pro člověka, ale pitná voda nemá na jejich příjem velký vliv, udává se, že denní doporučenou dávku sodíku a draslíku pokryje pití pitné vody jen z 10 % [8]. Přesto řada studií poukazuje na úzký vztah mezi vysokým obsahem sodíku v pitné vodě a onemocněním hypertenze [14]. Limitní koncentrace sodíku a draslíku v pitné vodě je 200 mg/l [15]. Při hodnocení jakosti pitné vody v roce 2013 bylo zjištěno, že průměrný obsah sodíku v pitné vodě činil 12,2 mg/l a mezní hodnota byla překročena v pěti případech [7].

2.3.2 Vápník a hořčík

Vápník a hořčík jsou v přírodě velmi rozšířenými prvky, což dokládá i jejich pestré zastoupení v horninách, jako jsou např. aragonit $CaCO_3$, který se často mění na kalcit $CaCO_3$, sádrovec $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, dolomit $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ a magnezit $MgCO_3$ anebo mohou být součástí křemičitanů jako např. plagioklas, serpentín či mastek [13]. Tyto minerály se často vyskytují v horninách zemské kůry, která celkově obsahuje 4,1 % vápníku a 2,1 % hořčíku a představují tak přirozené podloží vod [3]. Za přítomnosti oxidu uhličitého se uvedené minerály, zejména uhličitany, mění na hydrogenuhličitany, které jsou ve vodě mnohem více rozpustné a obohacují ji tak o ionty vápníku (rovnice 2.3) a hořčíku (rovnice 2.4) [6].



Kromě přirozeného výskytu jsou diskutované prvky přítomny v odpadních vodách chemického průmyslu anebo technologických procesů úpravy vody [3].

Vápník a hořčík se ve vodách vyskytují nejčastěji ve formě dvoumocných kationtů vápenatých Ca^{2+} a hořečnatých Mg^{2+} , někdy jsou součástí komplexů, např. $[\text{CaCO}_3(\text{aq})]^0$, $[\text{CaHCO}_3]^+$, $[\text{CaSO}_4(\text{aq})]^0$ (obdobné komplexy u hořčíku), což je obvyklé hlavně ve více mineralizovaných vodách [8]. Obvykle vápenaté ionty převládají nad hořečnatými, a to v prostých podzemních a povrchových vodách, kde je jejich vzájemný poměr v průměru činí 4 : 1 (Ca^{2+} : Mg^{2+}) [3]. Tato skutečnost je zřejmě dána nižším procentuálním výskytem hořčíku v zemské kůře, vyšším obsahem vápenatých iontů ve srážkové vodě a vyšší adsorpční aktivitou hořečnatých iontů k půdním složkám, jak je tomu i u draslíku. Stejně jako draslík je i hořčík z půdy asimilován rostlinami [6]. V minerálních vodách však může vzájemný poměr obou prvků činit 1 : 1, nebo může být obsah hořčíku dokonce vyšší než vápníku (např. v Magnesii). Příčinou tohoto jevu je zřejmě vyšší rozpustnost MgCO_3 oproti CaCO_3 za působení CO_2 [3].

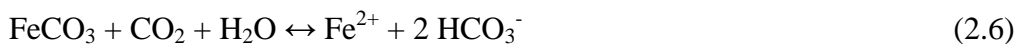
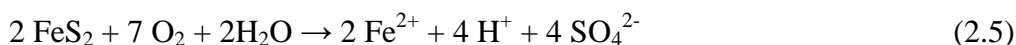
Je dobré, pokud pitná voda obsahuje vápenaté i hořečnaté ionty v kombinaci s hydrogenuhličitanem, neboť zlepšují její organoleptické vlastnosti, zejména chuť, obecně by však neměl hořčík převažovat nad vápníkem, protože při jeho vysokých koncentracích (asi nad 250 mg/l) nabývá voda hořké chuti, což není ve vodách určených k distribuci pitné vody vhodné [6].

Příjem vápníku a hořčíku z vody se počítá do celkového denního příjmu těchto minerálů, tudíž je v požadavcích na jakost pitné vody stanoven minimální obsah vápníku na 30 mg/l a obsah hořčíku na 10 mg/l. Horní hranice obsahu hořčíku a vápníku v pitné vodě není stanovena, uvádí se pouze doporučené množství, které pro vápník činí 40–80 mg/l a pro hořčík je doporučené rozmezí stanoveno na 20–30 mg/l [15]. Při analýze pitné vody v roce 2013 bylo zjištěno, že průměrné množství hořčíku v pitné vodě činilo 11,3 mg/l (nedosahovala tedy doporučeného rozmezí) a průměrná koncentrace vápníku se pohybovala okolo 56,3 mg/l [7].

2.3.3 Železo

Železo je čtvrtý nejrozšířenější prvek v zemské kůře. Je přítomno v mnoha minerálech a rudách, které se působením vody rozrušují a vody se tak železem obohacují. Důležitými železnými rudami jsou pyrit (FeS_2), siderit (FeCO_3) a krevel (Fe_2O_3), které jsou buď vodou rozpouštěny, nebo za přístupu kyslíku dochází k jejich oxidaci (rovnice 2.5). V anoxickém

prostředí podzemních vod jsou tyto rudy vystaveny působení CO₂, který je rozrušuje (rovnice 2.6 a 2.7). [3]



Ve vodě se železo vyskytuje jako dvoumocné nebo trojmocné. Kation Fe²⁺ (v samostatné podobě, v železnatých sloučeninách či komplexech) převládá v anaerobním prostředí podzemních vod a spodních vrstvách povrchových stojatých nádrží. Povrchové vody jsou doménou trojmocného kationtu Fe³⁺ a jeho komplexů, protože v uvedených vodách je bohatý přísun kyslíku a dochází tak k oxidaci dvojmocného železa na jeho stabilnější formu Fe³⁺. V důsledku hydrolyzy železitých iontů (rovnice 2.8) vzniká hydroxid železitý s typickým rezavým zabarvením a ukládá se v podobě sedimentů. [4]



V rovnici 2.8 je pro zjednodušení uveden pouze konečný produkt hydrolyzy, která však probíhá v několika krocích za vzniku různých komplexů, přičemž konečný produkt Fe(OH)₃ je ve skutečnosti hydratovaný Fe₂O₃ [3]. Snadnost přechodu Fe²⁺ na Fe³⁺ ovlivňuje pH vody, které čím je vyšší, tím snadněji se železnaté ionty oxidují na železité. Dalším významným činitelem je složení vody, kdy např. ionty HCO₃⁻ reakci urychlují [4].

K nárůstu koncentrace železa dochází v povrchových vodách v prostředí rašelinišť, kde se železo vyskytuje v koloidním roztoku huminových kyselin, anebo lze zaznamenat vyšší obsah železa v některých minerálních vodách. Pokud jde o nepůvodní výskyt železa ve vodě, tedy druhotný, příčinou je především znečištění odpadními vodami z průmyslových závodů kovovýroby (drátovny, smaltovny aj.), které výrazně snižují samočisticí schopnost řek tím, že odpadní dvojmocné železo spotřebovává kyslík při svém přechodu na oxidační stupeň Fe³⁺. [9]

Obecně je však železo v množství nad 0,5 mg/l ve vodách vnímáno negativně, neboť již při uvedené koncentraci ovlivňuje organoleptické vlastnosti vody jako je horší chuť a

viditelný zákal, v některých odvětvích průmyslu jako je výroba papíru nebo umělého hedvábí může způsobit zbarvení výrobků a jeho znehodnocení. Železitá pitná voda způsobuje významný technický problém, protože při její distribuci dochází k sedimentaci železitých bakterií v potrubí a snížení tak jeho průměru až případného ucpání a odumřelé organismy navíc způsobí nežádoucí zápach vody. [9] Z těchto důvodů je stanoven mezní limit železa v pitné vodě na 0,2 mg/l [15]. Z analýzy kvality pitné vody za rok 2013 vyplývá, že voda určená ke konzumaci obsahovala průměrně 0,07 mg/l železa a mezní limit byl překročen více jak v jednom tisíci případech [7].

2.3.4 Mangan

Výskyt manganu je úzce spjat se železem, protože v přírodě se na železné rudy obvykle váží v menším měřítku rudy manganové, přičemž hmotnostní poměr mezi železem a manganem je v litosféře 50 : 1. Nejčastější manganové rudy jsou např. pyroluzit (MnO_2) a manganit [$\text{MnO}(\text{OH})$] [3]. Mangan se tudíž do vod může dostat vyluhováním manganových rud, anebo z rozkladu rostlinných těl, kde nejbohatší na tento prvek jsou obaly semen a listy [16] Umělým zdrojem manganu ve vodách jsou odpadní vody z průmyslu na zpracování manganu např. různé továrny na zpracování rud anebo chemických továren, kde se používá k oxidaci manganistan draselný [17]. Mangan lze nalézt ve vodě rozpuštěný nebo nerozpuštěný, popřípadě v koloidních sloučeninách, odkud ho lze vytěsnit, stejně jako v případě železa, velmi těžko. V podzemních vodách a u dna nádrží se mangan podobně jako železo vyskytuje ve formě rozpustného dvojmocného kationtu Mn^{2+} . Pokud jde o manganaté nerozpustné sloučeniny, tak je vázán v $\text{Mn}(\text{OH})_2$ a MnCO_3 [4]. Z toho vyplývá, že množství rozpuštěného manganu v prostředí podzemních vod, které neobsahují rozpuštěný kyslík, se odvíjí od rozpustnosti hydroxidu a uhličitanu. V prostředí povrchových vod, které jsou bohaté na rozpuštěný kyslík, se za určitých podmínek stávají ionty Mn^{2+} nestabilní a přecházejí přes oxidační číslo III na oxidační stupeň IV (rovnice 2.9) [8].



Popsaná situace však není tak jednoznačná jako u železnatých iontů. Pokud jde o čisté chemickou oxidaci, manganaté ionty Mn^{2+} se oxidují na Mn^{3+} a Mn^{4+} neochotně, ale v okamžiku, kdy se vytvoří MnO_2 – v hydratované formě jako $\text{MnO}(\text{OH})$, reakce probíhá

snadněji. Jestliže však není v prostředí, kde má k oxidaci dojít, uvedený MnO_2 k dispozici, probíhá reakce až v silně alkalickém prostředí $\text{pH} > 9$. Jinou cestou oxidace může být biochemická oxidace, kterou využívají lithotrofní manganové bakterie. V tomto případě přestupuje mangan z oxidačního čísla II na vyšší mnohem snadněji a za podmínek, kdy by oxidace chemickou cestou neběžela. Uvedené bakterie ukládají produkt oxidace, kterým je MnO_2 do svých buněk a tento fakt je příčinou ucpávání vodovodního potrubí, podobně jako tomu je u železitých bakterií. Oproti poměrně náročným podmínkám chemické oxidace manganu podléhá mangan redukci z vyšších oxidačních čísel (IV a III) na stabilní Mn^{2+} velmi snadno a děje se tak v místech bez přístupu kyslíku, například v tlejícím listí a bahně řek. Jedná se o sezónní záležitost, která vede ke zvýšení obsahu Mn^{2+} v povrchových vodách. [4]

Ve vodě určené pro zásobování obyvatelstva a vybraného průmyslu, je mangan podobně nevítaným komponentem, jak je tomu i u železa. Oproti němu však působí agresivněji ve směru zabarvování různých materiálů, např. v továrnách, kde se jako bělidlo využívá peroxid vodíku, může mangan katalyzovat jeho rozklad a bělené výrobky se znehodnocují hnědým zabarvením [8]. Proto se obsah manganu v pitných vodách limituje přísněji, a to hodnotou 0,05 mg/l. Tato hodnota nemusí platit, pokud je vyšší obsah manganu ve vodě dán geologickým podložím a neovlivňuje negativně organoleptické vlastnosti vody jako je zákal a chuť. V tomto případě je mezním limitem koncentrace manganu 0,20 mg/l [15].

Mangan je pro člověka esenciálním prvkem a jeho ve vodách běžné koncentrace nemají hygienický význam. V pitných se jeho průměrný obsah v roce 2013 pohyboval kolem 0,02 mg/l, ale došlo i k překročení limitní koncentrace, a to ve více jak pěti stech případech [7].

2.3.5 Hliník

Hliník je třetí nejrozšířenější prvek v zemské kůře. V přírodě se vyskytuje v široké škále minerálů většinou jako jsou aluminosilikáty, dále mezi nejvýznamnější patří horninotvorné sodnovápenaté živce $((\text{Na,Ca})\text{AlSi}_3\text{O}_8)$ zvané též plagioklasy, draselné živce $(\text{KAlSi}_3\text{O}_8)$ zvané ortoklasy, slídy a co se týče průmyslového využití je nejvýznamnějším minerálem bauxit ze skupiny oxidů (Al_2O_3) . [18]

Mezi antropogenní původce hliníku ve vodách lze považovat průmysl na zpracování bauxitu, výroby papíru a barviv. V neposledním případě je pak jeho zdrojem ve vodách použití síranu hlinitého k čištění vody při jejích úpravách. [9]

Ve vodách se hliník může vyskytovat ve formě rozpuštěné, kde vystupuje v podobě hydratovaných komplexů. V kyselých vodách je to hexaaquahlinitý kation $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$, jehož kyselost je obdobná kyselosti kyseliny octové [8]. V alkalických a neutrálních vodách ho lze označit jako hydratovaný oxid hlinitý anebo amorfni $\text{Al}(\text{OH})_3$ a v tomto případě se jedná o jeho nerozpustnou podobu [9]. Za optimálních hodnot pH, přibližně kolem 6, probíhá také tvorba komplexů huminových kyselin s hliníkem [8].

Hliník je se svou schopností tvorby různorodých komplexů užitečný v technologii vody, např. ho lze použít k odstraňování fluoridů, nebo se využívá jako srážedlo fosforu ze silně eutrofizovaných vod. Významnou pozici má při čištění a úpravě vod také polyaluminiumchlorid (PAC), což je částečně hydrolyzovaný AlCl_3 . [8]

Obsah hliníku ve vodách byl dříve považován za zdraví neškodný, později byly zjištěny možné neurotoxické účinky, které však nejsou stále jednoznačně dokázány. Škodlivé účinky hliníku jsou prokázány u ryb (v kyselém prostředí se sráží na žábách ryb jako hydroxid hlinitý) či u kořenů rostlin. [8]

V pitné vodě je jeho koncentrace hliníku limitována hodnotou 0,20 mg/l [15]. Průměrný obsah hliníku v pitné vodě byl v roce 2013 stanoven na 0,03 mg/l a zároveň došlo k překročení mezního limitu v 70 případech stanovení [7].

2.3.6 Stroncium a baryum

Stroncium a baryum jsou v prostředí přírodních vod zastoupeny spíše stopově a dostávají se do nich vyluhováním svých minerálů ze skupin síranů a uhličitánů jako jsou stroncianit (SrCO_3), celestin (SrSO_4) a baryt (BaSO_4). Nepřirozený obsah těchto prvků ve vodách způsobují stejně jako u ostatních prvků průmyslové závody. Na úniku barya do vod se podílí např. keramický, papírenský průmysl a výroby televizních obrazovek. Společně se stronciem se baryum využívá v metalurgických závodech, odkud pronikají do odpadních vod. [8]

Stroncium a baryum společně s vápníkem a hořčíkem ovlivňují celkovou tvrdost vody (oddíl 2.5). Jsou v ní zastoupeny v podobě dvojmocných kationtů Sr^{2+} a Ba^{2+} , vedle

přírodních vod je lze běžně nalézt i v půdě. [9] V prostých vodách se stroncium většinou vyskytuje ve vyšších koncentracích než baryum, výjimkou jsou některé minerální vody např. Vincentka z Luhačovic (7,6 mg/l Ba^{2+}). Minerální vody zvláště bohaté na Sr^{2+} a Ba^{2+} jsou charakteristické pro lázně Karviná – Darkov (14–20 mg/l). [8]

V ČSN pro pitnou vodu z roku 1975 byl maximální přípustný obsah barya stanoven na hodnotu 1,5 mg/l [9]. Dnes již nejsou vyhláškou jejich koncentrace limitovány. U barya se však předpokládají škodlivé účinky na kardiovaskulární systém, proto se jeho obsah hlídá v balené kojenecké a minerální vodě (max. 0,5 mg/l) [8].

2.3.7 Měď

Měď se do přírodních vod může dostat rozkladem sulfidových rud, mezi nejčastější patří chalkopyrit (CuFeS_2) a chalkosin (CuS), nebo rozkladem minerálů jako jsou malachit ($\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$) a azurit ($\text{Cu}_3(\text{OH})_2(\text{CO}_3)_2$) [13]. Do odpadních vod se dostává z průmyslových závodů na výrobu slitin (mosaz a bronz) a elektrotechnického materiálu. V zemědělství jsou využívány také fungicidní a algicidní přípravky s obsahem sloučenin mědi, přičemž nejznámější je asi skalice modrá $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ [19].

V přírodních vodách se měď vedle minoritního kationtu Cu^{2+} vyskytuje ve formě komplexů, kterých u ní lze nalézt velké množství. V neutrálních vodách bez organických znečišťovatelů může dominovat uhličitánový komplex $[\text{CuCO}_3(\text{aq})]^0$, ve vodách s organickými látkami mohou být výrazně zastoupeny např. aminokomplexy $[\text{Cu}(\text{NH}_3)]^{2+}$. Komplexy mědi jsou nejstálější za přítomnosti kationtu Cu^{2+} a v tomto množství měď předčí veškeré kovy ve schopnosti tvorby komplexů. [8]

Měď je pro člověka esenciální prvek a nemá tolik negativní účinek na lidské zdraví, jak se dříve předpokládalo. Již při velmi nízkých koncentracích je však toxická pro vodní organismy včetně ryb. Nejagresivněji působí především volný kation Cu^{2+} . [8]

Ve vodě se měď vyskytuje pouze ve stopových množstvích (desítky $\mu\text{g/l}$). Pokud ale její obsah přesáhne hodnotu 1 mg/l, vyznačuje se taková voda svíravou chutí [9]. Průměrný obsah mědi v pitné vodě v roce 2013 činil přibližně 8,6 $\mu\text{g/l}$ a jen v jednom z případů měření došlo k zaznamenání hodnoty vyšší než je limitní koncentrace [7]. Nejvyšší mezní hodnota koncentrace mědi je vyhláškou stanovena na 1 mg/l [15].

2.3.8 Zinek

Zinek je součástí zinkových rud, jako je např. sfalerit (ZnS) a smithsonit (ZnCO_3) a do vody se dostává jejich oxidací. Je přirozeně obsažen v půdě, horninách i sedimentech, uměle se do přírodního prostředí dostává ze srážkových vod kontaminovaných emisemi. Zinek je totiž častou součástí fosilních paliv a do atmosféry se dostává jejich spalováním nebo při zpracování neželezných rud. Odpadní vody s vyšším obsahem zinku jsou charakteristické pro elektrochemický průmysl nebo mořírny mosazi. Do pitných vod se může dostávat ze zinkového potrubí. [8; 9]

V prostředí neutrálních a slabě kyselých vod převažuje ve výskytu volný Zn^{2+} , ve vodách s vyšší koncentrací CO_2 může dominovat karbonátkomplex $[\text{ZnCO}_3(\text{aq})]^0$. V nerozpustné formě se v neutrálním prostředí vod může vyskytovat jako ZnCO_3 a $\text{Zn}_5(\text{OH})_6(\text{CO}_3)_2$ [8].

V malých koncentracích (řády stovek mikrogramů) je zinek prospěšný, patří totiž mezi esenciální prvky pro člověka. Mezní limit obsahu zinku v pitných vodách není stanoven, a to dokonce ani v kojenecké vodě. Je to zřejmě z důvodu, že škodlivé účinky zinku na lidské zdraví nejsou prokázány [8]. Pokud však dochází k dlouhodobějšímu setrvávání vody v zinkových nádobách (např. zinkovém potrubí) zvyšuje se koncentrace zinku ve vodě na jednotky mg/l a přesáhne-li koncentrace zinku ve vodě 10 mg/l, dojde k negativnímu ovlivnění organoleptických vlastností vody jako je svíravá chuť [9].

Zinek je více než pro člověka toxický pro zooplankton a ryby, nejvíce ve formě zinečnatých iontů, jejichž negativní účinek zvyšuje měkká voda. [19]

2.3.9 Kadmium

Kadmium vykazuje podobné chemické vlastnosti jako výše uvedený zinek (oddíl 2.3.8), kvůli čemuž v přírodě působí jako jeho doprovodný prvek. Zdrojem kadmia v prostředí vodních toků je tudíž průmyslová činnost spojená se zpracováváním zinkových rud. Mimo to se kadmium v nemalém množství vyskytuje ve fosfátových hnojivech, cigaretovém kouři a v hnědém uhlí. [19]

Formy kadmia ve vodách jeví podobnost sloučeninám zinku. Lze ho nalézt ve formě volných kademnatých iontů Cd^{2+} , hydratovaných $\text{Cd}^{2+} \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$. V prostředí vod s vyšším obsahem rozpuštěného CO_2 může být majoritní sloučeninou hydratovaný uhličitán kademnatý

$[\text{CdCO}_3\text{aq}]^0$ a dihydroxokademnat $[\text{Cd}(\text{OH})_2\text{aq}]^0$. Kadmium tvoří rovněž pevné komplexy s huminovými kyselinami [8]. Koncentrace kadmia ve vodě závisí také na pH, v alkalickém prostředí dochází ke srážení pevného CdCO_3 , naopak v kyselém prostředí dochází k jeho většímu vyplavování stejně jako je tomu u hliníku, olova, beryllia a manganu. [19]

Kadmium patří mezi silně toxické kovy, které kvůli svému lyofilnímu charakteru mají schopnost ukládat se v tuku živočichů včetně člověka. Na rozdíl od rtuti nevytváří těkavé alkylsloučeniny, což znamená, že se vyplavuje z těla velmi dlouho [8]. Při testování zvířat se prokázal pozitivní vliv zinku a selenu na snižování toxicity kadmia [19].

Z analýzy pitné vody z roku 2013 vyplývá, že průměrná koncentrace kadmia v pitné vodě činí $0,3 \mu\text{g/l}$ a ani v jednom z případů stanovení nedošlo k překročení mezního limitu [7]. Ten je vyhláškou stanoven na $5 \mu\text{g/l}$ [15].

2.3.10 Rtut'

Rtut' se v přírodě vyskytuje ve stopovém množství. V sedimentárních a vyvřelých horninách, které jsou součástí zemské kůry, je obsažena v koncentraci asi $10\text{--}50 \text{ ng/g}$. Do prostředí přírodních vod proto může ve vyšší koncentraci proniknout pouze v okolí nalezišť rumělky (HgS), která obsahuje 86,2 % rtuti [20]. Jestliže tedy nastane jev, kdy se v přírodních vodách objeví vyšší koncentrace rtuti, jedná se o antropogenní průmyslovou činnost. Odpadní vody s obsahem rtuti pocházejí např. z průmyslu elektrolýzy NaCl amalgámovým způsobem, z chemických závodů, kde se rtut' používá jako katalyzátor organických syntéz nebo při vyluhování z hlušiny při těžbě uhlí. Do ovzduší může rtut' pronikat při spalování fosilních paliv nebo v okolí krematorií [8; 19].

Ve vodách se rtut' nejčastěji objevuje v oxidačním čísle II, tedy ve formě rtuťnatých sloučenin s kationtem Hg^{2+} . Menší množství představuje plynná rtut' Hg^0 , která je těkavá a výparem se dostává z vod do atmosféry. Rtut' se velmi dobře váže v procesu sorpce na sedimenty s obsahem železa a hliníku, stabilní sloučeniny tvoří také s huminovými kyselinami. [20]

Rtut' je jeden z nejtoxičtějších prvků a v přírodě koluje. Toxicita rtuti ve vodním prostředí závisí na formách výskytu jejích sloučenin. Kovová rtut' je téměř neškodná, anorganické složky rtuti jsou mírně toxické a nejvíce nebezpečné jsou sloučeniny rtuti s alkylovou skupinou např. CH_3Hg , které vznikají nejčastěji mikrobiální methylací

anorganické rtuti methylnkobalaminem. Methylrtuť se ukládá v tuku ryb a prostřednictvím potravního řetězce se následně dostává mimo vodní prostředí do těl ptáků a lidí. [20; 19]

V pitné vodě je nejvyšší mezní limit rtuti stanoven na 1 µg/l [15]. Průměrný obsah rtuti v pitné vodě se v roce 2013 pohyboval kolem 0,12 µg/l a v 16 případech došlo k překročení mezního limitu stanoveného vyhláškou [7].

2.3.11 Olovo

Nejrozšířenějším prvkem ze skupiny těžkých kovů je olovo, které v přírodě vytváří rudy, z nichž nejznámější je galenit (PbS), dále se objevuje cerusit (PbCO₃) a anglesit (PbSO₄). Rudy olova jsou však téměř nerozpustné, proto se olovo do životního prostředí dostává spíše antropogenní činností [21]. V minulém století se hojně využívaly olovnaté benzíny, odkud se olovo dostávalo ve formě nespáleného tetraethylolova do okolí silnic a bromid olovnatý ve formě výfukového aerosolu do atmosféry, kde zreagovalo se slabě kyselými atmosférickými vodami a z nich se dostávalo do půd a řek [22]. Nyní se však obsah olova v přírodě pozvolna snižuje, hlavními znečišťovateli zůstává hutnický průmysl, výroba akumulátorů a barviv, spalování fosilních paliv a používání pesticidů s přídavkem olova v zemědělství [19].

Přírodní vody zásaditého až neutrálního charakteru obsahují rozpuštěného olova méně, než jak je tomu u vod s mírně kyselým prostředím. V tom se totiž velmi dobře rozpouští kationty Pb²⁺, zatímco v alkalickém prostředí se olovo ukládá spíše do sedimentů. Výskyt jednotlivých forem ovlivňuje tedy především pH a koncentrace CO₂ ve vodě. [21; 22]

Olovo je pro svou vysokou akumulační schopnost toxické nejen pro vodní organismy, ale i pro člověka, kde jsou rizikovější skupinou především děti. V lidském těle působí jako antagonist vápníku a místo něj se ukládá v kostech. Dále působí jako inhibitor řady enzymových reakcí, např. syntézy hemu [21]. Z tohoto důvodu se jeho maximální obsah stanovuje vyhláškou na 10 µg/l [15]. Průměrná koncentrace olova v pitných vodách v roce 2013 činila 1,3 µg/l a v pěti případech bylo zjištěno překročení mezního limitu [7].

2.3.12 Arsen

Arsen je v přírodě rozšířen ve formě sulfidické rudy arsenopyritu FeAsS . V malém množství také doprovází rudy olova, stříbra a mědi, z nichž se ve formě oxidu (As_2O_3) při jejich zpracovávání jako vedlejší produkt uvolňuje, zachycuje na elektrofiltrech a posléze slouží jako výchozí složka pro výrobu všech arsenových výrobků [21]. Arsen se využívá v zemědělství jako přísada do insekticidů a hnojiv, do ochranných nátěrů na dřevo nebo do veterinárních léčiv [19]. Vyskytuje se také v pracích prostředcích s obsahem fosfátů jako jejich doprovodný prvek a odtud se dostává do odpadních vod. Do ovzduší se ve velké míře dostával v minulém století při spalování hnědého uhlí, které je na arsen poměrně bohaté (udává se až 1,5 g/kg) [8].

Přírodní vody obsahují jen stopová množství arsenu, ale velký nárůst jeho koncentrace se ale může objevit v některých termálních vodách či minerálních pramenech, které se v tomto případě označují jako arsenové minerální vody (např. minerální voda Ida z Bělovsi obsahuje až 740 $\mu\text{g/l}$ arsenu) [8]. V některých oblastech se nachází geologická podloží mimořádně bohatá na obsah arsenu, který se odtud za anaerobních podmínek uvolňuje do vody. Tento jev měl za následek rozsáhlý výskyt chronických otrav arsenem projevujících se typickým výsevem na kůži (pozorováno například v Bangladéši, Indii nebo v menší míře v USA) [10].

Ve vodách se arsen vyskytuje jako trojmocný, který je charakteristický pro podzemní vody a vytváří buď nerozpustné sulfidy As_2S_3 či rozpustné sloučeniny jako např. HAsS_2 nebo AsS_2^- . Při kladných hodnotách oxidačně-redukčního potenciálu se vyskytuje arsen v oxidačním čísle V, a proto ve vodním prostředí dominují hydrogenarseničnany $[\text{HAsO}_4]^{2-}$. [8]

Arsen je jedovatý polokov s akumulační schopností v tělech živočichů i rostlin. V roce 1923 došlo v Českém Těšíně kvůli průmyslovým exhalacím s velkým obsahem arsenu k hromadnému úhynu včel. V lidském těle působí jako antagonist jódů a selenu může způsobit strumu štítné žlázy až kretenismus. [21]

V pitné vodě je pro arsen stanoven nejvyšší mezní limit na 10 $\mu\text{g/l}$ [15]. Jeho průměrný obsah se v roce 2013 v pitných vodách pohyboval kolem 1,23 $\mu\text{g/l}$ a ve 27 případech došlo k překročení nejvyššího mezního limitu [7].

2.3.13 Chloridy

Chloridy se v přírodě běžně nacházejí ve formě minerálů, z nichž neznámější je halit (NaCl) a sylvin (KCl). Do kontinentálních vod se můžou dostat jejich rozpouštěním anebo výparem mořské vody. Pokud je v přírodních vodách zaznamenán vyšší obsah chloridů a není dán geologickým podložím, indikuje to znečištění vod splaškovými vodami, protože chloridy se běžně vyskytují v lidské a živočišné moči či exkrementech [6]. Dalšími antropogenními zdroji chloridů ve vodách mohou být posypové soli (NaCl, CaCl₂) hojně užívané v zimním období, chemický průmysl, spalovny uhlí anebo i chlorace vody [8].

Ve vodním prostředí se běžně vyskytují jednoduché ionty Cl⁻ a při koncentracích, v jakých se ve vodě nacházejí, nemají příliš velké sklony ke tvorbě komplexů [8]. Při desinfekci vody chlorem se ve vodě běžně vyskytují i HClO nebo ClO⁻ (záleží na pH vod) a zcela disociována HCl (rovnice 2.11), která reaguje posléze s hydrogenuhličitany a ty její účinek pufrují [4].



Pokud je voda organicky znečištěna, reaguje chlor s aminy za vzniku chloraminů (rovnice 2.12) či dichloraminů (rovnice 2.13).



Koncentrace chloraminů ve vodě se odvíjí od pH, při hodnotách pH 4 – 8 tvoří monochloramin a dichloramin směs, ve slabě alkalických vodách při pH 7 – 10 dominuje monochloramin. [4]

Chloridy představují jednu z dominantních složek vody a při normálních koncentracích nemají hygienický význam. Při koncentracích nad 500 mg/l může docházet ke snížené tvorbě žaludečních šťáv a poklesu jejich kyselosti. Ve spojení se sodným kationtem může při expozici v dětském věku způsobovat hypertenzi [14]. Mezní limit koncentrace chloridů ve vodě je stanoven na 100 mg/l, přičemž voda nesmí mít agresivní účinek a pokud jejich vyšší obsah vychází z geologického podloží, tolerují se koncentrace do 250 mg/l [15].

V roce 2013 činil průměrný obsah chloridů v pitných vodách 22,1 mg/l a ve více jak 130 případech došlo k překročení mezního limitu [7].

2.3.14 Sloučeniny síry

Síra může ve vodním prostředí vystupovat ve svém elementárním stavu anebo vytvářet jak sloučeniny stabilní, kterými jsou sírany (SO_4^{2-}), sulfan (H_2S) a jeho iontové formy HS^- a S^{2-} , tak sloučeniny nestabilní, mezi které patří siřičitany SO_3^{2-} , thiokyanatany $[\text{SCN}]^-$ a thiosírany ($\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$). Uvedené nestabilní sloučeniny se v přírodním prostředí vyskytují spíše ve stopových koncentracích. V opačném případě jde o znečištění vlivem antropogenní činnosti. [8]

Koloběh síry v přírodě pomyslně začíná rozkladem organického materiálu u dna vod, kde je bez přístupu vzduchu organická síra redukována až na sulfan. Ten, pokud je ve vodě přítomna vysoká koncentrace rozpuštěných Fe^{2+} iontů, vytváří sulfid železa v podobě černé vrstvičky na dně řek a nádrží. Sulfan je pak bakteriemi oxidován přes elementární síru až na sírany, které mohou být bakteriemi znovu redukovány. Některé chemotrofní bakterie pohlcují sírany jako náhradu za kyslík a přetváří je v organicky vázanou síru. [11]

Sírany

Sírany představují konečný produkt oxidací probíhajících v koloběhu síry v přírodě a jsou majoritními anionty přírodních vod [11]. Mimo rozkládací procesy organického materiálu se do vod dostávají oxidací sulfidických rud anebo jsou do ní vyplavovány z řady minerálů, např. anhydritu (CaSO_4), který ve vodním prostředí přechází na sádrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) [8; 13]. Do vod se však mohou dostat i vlivem antropogenní činnosti, nejčastěji z odpadních vod chemického průmyslu či zpracování kovů. Známé emisní látky jako SO_2 a SO_3 se dostávají do atmosféry, kde se stykem se srážkovými vodami rozpouští na kyselinu sírovou a odtud putují zpět na zemský povrch včetně vod [9].

Ve vodách se vyskytují nejčastěji jako rozpuštěný aniont SO_4^{2-} anebo ve formě komplexů např. $[\text{CaSO}_4(\text{aq})]^0$, které jsou charakteristické spíše pro síranové vody. Z technického hlediska jsou síranové vody velmi nebezpečné, protože jejich reakcí s hlinitanem trivápenatým obsaženým v betonu dochází ke tvorbě silně hydratovaného komplexu s označením Cadlotova sůl, která svým následným krystalizováním silně narušuje

celistvost betonu [8]. Sírany společně s kationty Mg^{2+} a Ca^{2+} ve vodách jsou také důvodem vzniku kotlového kamene [9].

Koncentrace síranů v pitných vodách se v roce 2013 pohybovala v průměru kolem 60,4 mg/l a při této koncentraci nemají žádný účinek na lidské zdraví [7]. V případech, kdy je jejich obsah vyšší než 700 mg/l mohou mít v kombinaci s ionty Mg^{2+} a Na^+ projímací účinky [6]. Při přesáhnutí mezního limitu, jenž je stanoven vyhláškou na 250 mg/l se již voda vyznačuje špatnou chutí a je nevhodná k pití. Při kontrole jakosti pitné vody v roce 2013 činila nejvyšší naměřená hodnota 551 mg/l a ve 46 případech došlo k překročení mezního limitu [7].

2.3.15 Sloučeniny dusíku

Dusíku náleží významné postavení mezi biogenními prvky a ve vodním prostředí vytváří řadu sloučenin. Těmi nejvýznamnějšími jsou amoniak, dusitany a dusičnany, které společně s elementárním dusíkem rovněž představují hlavní komponenty koloběhu dusíku ve vodách. Celý děj probíhá tak, že se organicky vázaný dusík nejprve redukuje v procesu amonifikace na amoniak nebo jeho soli. Poté dojde k nitrifikaci amoniaku na poměrně nestálé dusitany, které jsou následně oxidovány na dusičnany. Uvedené reakce jsou ve vodách často biochemického rázu a probíhají za přístupu kyslíku. [11]

Dusičnany

Dusičnany, podobně jako sírany, stojí na konci řetězce oxidace organických dusíkatých látek ve vodě. Zdrojem dusičnanů ve vodě je biologický materiál v rozkladu, zemědělská hnojiva či atmosférické depozice. Ve vodě se vyskytují převážně jednoduché ionty NO_3^- , které ve větším množství indikují většinou starší znečištění vod. [8]

Dusičnany v pitné vodě mohou již v koncentraci vyšší než 10 mg/l vážně ohrozit kojence, v jejichž krvi se redukuje na dusitany reagující s hemoglobinem na methemoglobin, který ztrácí schopnost vázat kyslík a onemocnění s názvem methemoglobinémie se projevuje cyanózou [9]. Kojencům je proto důležité podávat stravu připravenou z balené kojenecké vody, která může obsahovat maximálně 10 mg/l [8].

Průměrný obsah dusičnanů v pitných vodách se v roce 2013 pohyboval kolem 17,6 mg/l a ve více než sedmi stech případech bylo zaznamenáno překročení limitní koncentrace

[7]. Nejvyšší mezní limit koncentrace dusičnanů v pitné vodě je vyhláškou stanoven na 50 mg/l [15].

2.3.16 Oxid uhličitý a jeho iontové formy

Oxid uhličitý, kyselina uhličitá a její iontové formy HCO_3^- a CO_3^{2-} se souhrnně označují jako uhličitánový systém, což je nejdůležitější protolytický systém, jaký lze v přírodních vodách nalézt. Odvíjí se od něj hodnota pH vody, její tlumivá a neutralizační kapacita, určuje její možné agresivní účinky na potrubí či jiné materiály a další vlastnosti. Přírozený výskyt CO_2 ve vodách je dán jeho rozpouštěním z atmosféry či vyluhováním z půdy, kde vzniká biologicky rozkladem těl živočichů nebo uniká při chladnutí magmatu. [8]

Oxid uhličitý se ve vodách vyskytuje buď jako volný anebo vázaný. Jako volný se ve vodě vyskytuje jako hydratovaný CO_2 , z čehož se 1 % rozpouští za vzniku kyseliny uhličité, proto se souhrnně označuje jako H_2CO_3^* , která zahrnuje oba stavy. Ve vázané podobě se vyskytuje v uhličitanech a hydrogenuhličitanech. Výskyt uvedených aniontů je závislý na pH, přičemž CO_3^{2-} převládají jen v alkalických vodách, proto je dominujícím aniontem přírodních vod s neutrálními hodnotami pH anion HCO_3^- . [3]

Uhličitany jsou ve vodě málo rozpustné, zatímco hydrogenuhličitany se rozpouštějí ve vodě velmi snadno. Uhličitany však mohou za působení volného CO_2 ve vodě přecházet v hydrogenuhličitany, které zase naopak za ztráty CO_2 přecházejí na uhličitany (rovnice 2.3). Celý tento systém dospěje po určité době k rovnováze označované jako vápenato-uhličitánová rovnováha. Voda s rovnovážným obsahem CO_2 ztrácí nežádoucí agresivní účinky, což je pro vodu rozváděnou potrubím důležité, proto se v technologii vody snaží dosáhnout vápenato-uhličitánové rovnováhy v procesu jejího odkyselení. [6]

V úvodu této kapitoly byla zmíněná tlumivá kapacita vody, což je důležitá vlastnost přírodních vod. Ty jsou schopny do určité míry právě díky uhličitánovému systému tlumit účinky zásad či kyselin, které se do nich dostávají a udržují tak pH v neutrálních hodnotách. Největší maxima tlumivé kapacity je dosaženo při rovnováze složek H_2CO_3 a HCO_3^- (pH = 6,3) či HCO_3^- a CO_3^{2-} (pH = 10,3). [9]

2.4 Tvrdost vody

Tvrdost vody je dnes spíše termínem užívaným v praktickém životě, ve vodárenství a technologii vody, než odborným výrazem vyjadřujícím chemické vlastnosti vody. Tento fakt dosvědčuje skutečnost, že v oboru hydrochemie a balneologie se považuje za zastaralý termín týkající se spíše laické veřejnosti, neboť ve vodě rozpuštěnému hořčíku a vápníku (oddíl 2.3.2) nelze přisoudit stejnou míru působení na konečné vlastnosti vody. A také hovořit jako o sumě jejich koncentrací převáděných na německé (popřípadě anglické či francouzské) stupně, jejichž hodnota může koneckonců ovlivnit určitým způsobem lidské zdraví je poněkud zavádějící, protože vápník či hořčík mají každý své specifické účinky. [23]

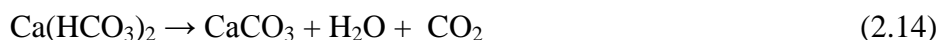
Jak již bylo uvedeno, tvrdost vody se vztahuje především na obsah rozpuštěného vápníku a hořčíku, ve skutečnosti se ale jedná o záležitost více druhů kovových kationtů. Pro tento účel je možné rozlišit dvě hlediska: technologické a analytické, přičemž z hlediska technologického se hovoří o všech vícemocných kationtech kovů a z hlediska analytického se dává tvrdost vody spíše do souvislosti s kationty Ca^{2+} , Mg^{2+} , Sr^{2+} a Ba^{2+} , ale někdy jen Ca^{2+} a Mg^{2+} [8]. Měření obsahu jen vápenatých a hořečnatých iontů má praktické důvody, protože ostatní dvojmocné či vícemocné prvky se ve vodě vyskytují jen ve velmi nízkých koncentracích (tab. II), a proto nemohou případnou tvrdost vody příliš ovlivnit.

Tabulka II Přibližné koncentrace prvků v pitných vodách ovlivňující její tvrdost [7]

Prvek	Koncentrace (mg/l)
vápník	56,3
hořčík	11,2
železo	0,07
zinek	0,07
baryum	0,06
hliník	0,03
mangan	0,02

V souvislosti s tvrdostí vody se objevuje několik jejích podtypů. V literatuře se objevují termíny jako tvrdost uhličitánová, neuhličitánová, vápníková či hořčíková. Tvrdost uhličitánová udává míru rozpustnosti uhličitanu vápenatého či sodného ve vodě se současným

přechodem uhličitanu na hydrogenuhličitan. Takovouto tvrdost lze odstranit uvedením vody do varu (rovnice 2.14) [10].



Vysrážený CaCO_3 se projeví jako drobné bílé částice ve vodě, což lze pozorovat např. ve varné konvici. CaCO_3 se ale ve větší míře běžně usazuje ve vodovodním potrubí, kde vytváří souvislé povlaky chránící potrubí před korozí či oxidací způsobenou jinými prvky obsaženými ve vodě [10]. Míra inkrustace v potrubí závisí na druhu uhličitanu, MgCO_3 je totiž rozpustnější než CaCO_3 , a proto je tvorba uhličitanových nánosů doménou právě uhličitanu vápenatého [8].

Pokud se jedná o tvrdost neuhličitanovou, většinou se hovoří o tvrdosti vody způsobené sírany vápenatými a hořečnatými, ale mohou ji způsobovat i chloridy či dusičnany uvedených kovů. Tuto tvrdost vody nelze odstranit varem a označuje se jako tvrdost trvalá. [6]

Dnes se již však klasifikace tvrdostí vody příliš nepoužívá, v Pitterově hydrochemii [8] je dokonce nazváno zastaralým a v zásadě nesprávným.

Jednotkou tvrdosti vody je podle soustavy SI mmol/l a podle hodnoty této veličiny rozeznáváme vodu velmi měkkou, měkkou, středně tvrdou, tvrdou a velmi tvrdou (tab. III). Ve starší literatuře se tvrdost vody udávala ve stupních německých ($^{\circ}\text{dH}$ nebo $^{\circ}\text{N}$), francouzských ($^{\circ}\text{F}$), anglických ($^{\circ}\text{Clark}$) či amerických ($^{\circ}\text{amer}$). Tvrdost vody lze vyjádřit i v miligramekvivalentech neboli milivalech (mval). Pro přepočty mezi jednotlivými jednotkami platí vztah 2.15:

$$1 \text{ mmol/l} = 5,6 ^{\circ}\text{dH} = 10 ^{\circ}\text{F} = 7,02 ^{\circ}\text{Clark} = 100 ^{\circ}\text{amer} = 2 \text{ mval/l} \quad (2.15)$$

Tabulka III Klasifikace vody podle soustavy SI (mmol/l) a následný převod na °dH a °F [24]

Stupeň tvrdosti vody	mmol/l	°dH	°F
velmi měkká	< 0,70	< 3,9	< 7,0
měkká	0,70–1,25	3,9–7,0	7,0–12,5
středně tvrdá	1,26–2,5	7,1–14,0	12,6–25,0
tvrdá	2,51–3,75	14,1–21,0	25,1–37,5
velmi tvrdá	< 3,75	< 21,0	< 37,5

Z technického hlediska nemají obě krajní hodnoty, tzn. velmi měkká a velmi tvrdá voda, pozitivní význam. Velmi měkká voda je charakterizována vyšší agresivitou vůči vodovodnímu potrubí, což je způsobeno nízkým obsahem CaCO_3 a MgCO_3 , které nemohou v potrubí vytvářet ochranný povlak, a tak může docházet ke korozi vodovodních trubek zhotovených především z mědi, nebo v minulosti z olova. Na druhou stranu, ve velmi tvrdé vodě dochází k vytváření uhličitánových nánosů ve vodovodním potrubí do takové míry, že snižuje jeho životnost. V domácnosti je tvrdá voda nepříjemnou záležitostí, protože způsobuje tvorbu vodních kamenů na ohřívacích tělesech spotřebičů, snižuje účinnost mýdla, což se však netýká moderních detergentů, a tkaniny se během praní v tvrdé vodě více opotřebovávají. [10; 23]

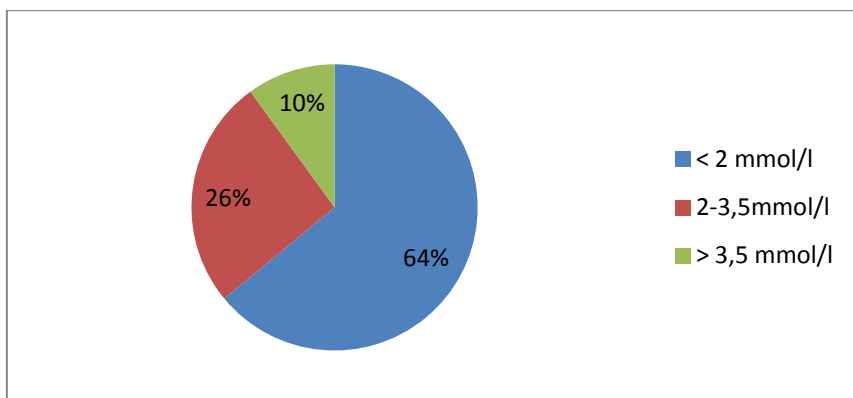
Co se týče organoleptických vlastností vody, je pro spotřebitele pitné vody optimální, pokud je středně tvrdá. Hodnoty vápníku by měly být v rozmezí 40–80 mg/l a hořčíku asi mezi 20–30 mg/l. Měkká voda se vyznačuje mdlou chutí a velmi tvrdá naopak chutí nahořklou, zvláště pokud má velký obsah hořčíku (nad 170 mg/l) [23]. Z hlediska zdravotního je rovněž lepší středně tvrdá voda, proto zčásti zajišťuje příjem esenciálních prvků jako je vápník a hořčík, jejichž denní příjem z pitné vody se pohybuje v rozmezí 5–20 % [10].

Všeobecně také platí pravidlo, že tvrdá voda snižuje toxicitu v ní rozpuštěných kontaminantů oproti měkké vodě, která riziko toxicity zvyšuje. Příkladem mohou být těžké kovy jako měď, olovo a zinek, které mají na organismy mnohem toxičtější účinek v měkké vodě s nízkým obsahem vápníku, než jak je tomu u vody tvrdé. [25]

Asi od šedesátých let 20. století se začaly objevovat studie, které prokazovaly škodlivý účinek měkké vody ve smyslu zvyšující se pravděpodobnosti výskytu kardiovaskulárního onemocnění (KVO) či dokonce úmrtí z důvodů poškození KVO. Ačkoliv v 90. letech došlo

ke zpochybňování výrazného zdravotního působení tvrdosti vody na lidský organismus, přesto je dnes k dispozici již spousta studií, které potvrzují přímou souvislost mezi tvrdostí vody, správněji řečeno koncentrací vápníku a hořčíku ve vodě a nemocí plynoucích z jejich nedostatku. Co se týče efektu hořčíku na zdraví lidí, ve studii prováděné v Tchaj-wanu je hořčík prokázán jako hlavní ochranný faktor proti vzniku hypertenze a dalších KVO [26]. Zajímavý je i vztah dávky a následného onemocnění. Ve Východním Německu bylo zjištěno, že snížení obsahu hořčíku v pitné vodě již o cca 4,5 mg/l má za následek nárůst výskytu infarktu myokardu až o 10 % [23]. Rovněž vápník přijímaný z pitné vody má významné postavení a nynější studie prokazují, že snižuje riziko výskytu předčasných porodů. Vápník je nezbytně potřebný pro zdravé kosti a výzkum prováděný na Malorce potvrzuje ochranný účinek vápníku získaného z pitné vody proti výskytu zlomenin v dětském věku. Oproti studiím prokazujícím škodlivé účinky měkké vody stojí fakt, že negativní působení příliš tvrdé vody není ještě stále s jistotou dokázáno, spíše se poukazuje na prospěšnost tvrdé vody. Z těchto důvodů není doporučováno pitnou vodu technologicky změkčovat, a pokud, tak jen pokud přesáhne horní hranici tvrdosti tj. 5 mmol/l [23].

Tvrdost vody se od zdroje ke zdroji pitné vody liší, záleží totiž na geologické stavbě podloží, které voda neustále omývá a do jisté míry rozpouští. Měkká voda je charakteristická pro podloží granitového složení (granit je pro vodu nepropustný), zatímco křída a vápenec zvyšují tvrdost vody, neboť se více ve vodě rozpouští [10]. Obecně je možné říci, že povrchové vody, které jsou méně mineralizované než podzemní (oddíl 2.3), jsou měkčího charakteru než vody podzemní. Tvrdost vody na území ČR rozdělenou mezi obyvatelstvo charakterizuje obrázek 6, z něhož vyplývá, že většina obyvatel je zásobována vodou s tvrdostí do 2 mmol/l, tedy měkkou až středně tvrdou [7].



Obrázek 6 Rozdělení obyvatelstva ČR zásobovaného pitnou vodou podle její tvrdosti [7]

2.5 Organoleptické vlastnosti vody

Pro organoleptické vlastnosti vody je charakteristické, že se dají posoudit subjektivně, a to prostřednictvím lidských smyslů, tzn. sensoricky (zrakem, čichem a chutí). Nicméně, sensorická analýza je v některých oborech populární (potravinářství) a pokud hodnotitel postupuje podle daných pravidel, jsou výsledky poměrně spolehlivé.

2.5.1 Teplota

Teplota je jedním z nejdůležitějších ukazatelů jakosti vody, neboť na ní závisí snadnost průběhu chemických a biochemických reakcí, které ve vodách probíhají. Teploty vod se pohybují v širokém rozmezí od 0 do 100 °C, ale pokud se hovoří o prostých přírodních vodách, přicházejí v úvahu teploty od 0 do 30 °C. [8]

U podzemních vod je teplota poměrně stálá a na rozdíl od vod povrchových nezávisí na střídání ročního období, je však ovlivněna hloubkou jejich geneze. [3]

Pokud teplota podzemní vody v místě vývěru na zemský povrch dosáhne 25 °C, označuje se taková voda jako minerální nebo přírodní léčivá. Podle teploty se přírodní léčivé vody dělí na studené s teplotou do 20 °C a termální s teplotami nad 20 °C. Tyto termální vody se pak podle teploty ještě dále klasifikují. [3]

V prostředí povrchových vod je teplota během roku různá a výrazně ji ovlivňuje střídání ročních období. Její význam spočívá v tom, že se od ní odvíjí rozpustnost kyslíku ve vodě, snadnost biochemických reakcí a s tím související samočisticí schopnost vod. [8]

Zvláštním případem jsou stojaté vody (jezera a nádrže), kde se uplatňuje v zimě a v létě teplotní stratifikace. Stratifikací se rozumí vrstvení vody podle její hustoty v závislosti na teplotě. V tomto případě, kdy se voda rozdělí do vrstev o různé teplotě, se hovoří o zimní a letní stagnaci. Na jaře a na podzim působí opačný jev, kdy se působením větru a teplotních změn vrstvy ve vodě promíchávají a tento jev se označuje jako jarní či podzimní cirkulace.

U pitné vody by se měla teplota pohybovat v rozmezí 8–12 °C [15].

2.5.2 Barva

Barva vody je buď skutečná a v tom případě je určena pouze množstvím v ní rozpuštěných látek, anebo zdánlivá, kterou způsobují látky nerozpuštěné i rozpuštěné většinou koloidní povahy a tato barva se dá odstranit filtrací. Proto se zdánlivá barva určuje v původním stavu vody před jakoukoliv provedenou úpravou, kdežto barva skutečná až po separování ve vodě nerozpuštěných složek. [27]

Čisté přírodní vody jsou na hladině bezbarvé, se stoupající hloubkou však přibývá modré barvy, ve značných hloubkách je voda tmavě modrá. Pokud ve vodě přibývá množství rozptýlených pevných látek, přechází modrá barva v zelenou. Barva vody může být ale i žlutá či hnědá, která je způsobena huminovými látkami (fulvokyseliny) nebo sloučeninami trojmocného železa [3]. Barvu vody významně ovlivňují i některé odpadní vody (např. z barvení či výroby celulosy). V neposlední řadě je barva vody ovlivňována hodnotou pH, oxidačně-redukčním potenciálem vody, protože v anoxickém režimu (např. při skladování v uzavřených láhvích) dochází k eliminaci některých barev vody vlivem redukce v ní rozpuštěných látek (např. methylenová modř užívaná k stanovení relativní stálosti hnilobnosti vody) [8].

Barva vody se hodnotí buď vizuálními metodami anebo optickými přístroji. Mezi vizuální metody se řadí hodnocení barvy vody zrakem, kdy je vzorek vody umístěn v průhledné vzorkovnici oproti bílému pozadí a její barva se vyjadřuje slovně, anebo v případě, kdy je barva vody způsobena huminovými látkami, lze její barvu porovnat s řadou standardních roztoků, což jsou směsi připravené z hexachloroplatičitanu draselného a chloridu kobaltnatého anebo směsi dichromanu draselného a síranu kobaltnatého. Výsledky se vyjadřují jako obsah platiny (Pt) v mg/l. [27]

Intenzita barvy přírodních vod se pohybuje od řádů jednotek až do několika set mg/l Pt [8]. V pitné vodě je stanovena mezní hodnota barvy vody na 20 mg/l Pt [15].

2.5.3 Zákal

Při zákalu vody nastává snížení její transparency, což způsobují nerozpuštěné a ve vodě rozptýlené anorganické a organické látky. Pro spotřebitele je jakýkoliv zákal nežádoucí a musí být před vstupem vody do potrubí odstraněn.

Podzemní vody mají výhodu, protože jsou skryty pod povrchem a nedostává se tak do nich tolik zákalotvorných částic, takže zákal se v nich spíše neobjevuje a pokud ano, je tvořen především anorganickými látkami. [6]

Povrchové vody jsou zakalovány častěji než je tomu u vod podzemních a je to dáno například charakterem dna (bahnité dno je častým zdrojem zákalu na rozdíl od kamenného), nebo v období záplav se do povrchových toků dostává splavená půda, části rostlin i těla živočichů. Mezi zákalotvorné činitele v povrchových vodách se řadí SiO_2 , hydratované oxidy železa a manganu, organické koloidy a další. Někdy také dochází k průniku odpadních vod do povrchových toků a takovýto zákal je způsoben hlavně látkami organického charakteru. [3]

Zákal se nejjednodušším způsobem určuje subjektivně pomocí zraku a hodnotí se jako slabý, zřetelný nebo velmi silný [6]. V laboratoři se dříve využívaly semikvantitativní metody, které měří zákal podle zkušební trubice či desky, ale s nástupem turbidimetru se dostaly do pozadí. Dnes se zákal vody měří pomocí kvantitativních metod využívajících turbidimetr či nefelometr [27].

Pro hodnocení zákalu se užívá formazinová jednotka ZF. Dříve byla užívána jednotka 1 mg SiO_2 , proto i dnes odpovídá suspenze formazinu 1 ZF = 1 mg SiO_2 [28]. Mezní hodnota zákalu pitné vody je stanovena na 5 ZF a v závorce za jednotkou se uvádí n pro měření nefelometrem nebo t pro turbidimetr [15]. V roce 2013 činila průměrná hodnota zákalu v pitných vodách 0,9 ZF [7].

2.5.4 Pach

U tohoto ukazatele kvality pitné vody se významně uplatňuje senzorická analýza, protože páchnoucí vodu lze poznat poměrně snadno. Taková voda je pro vodárenský průmysl a obyvatelstvo naprosto nepřijatelná. Senzorická analýza je důležitá i z důvodu, že pach se vyskytuje jen ve stopovém množství a analytické metody nejsou schopny různé pachy určit. [3]

Zdroje pachu se dělí na primární a sekundární. Mezi primární zdroje pachu se řadí látky, které jsou přirozenou součástí vody, jako je např. sulfan v některých minerálních vodách. Dále může být zápach primárně způsoben odumíráním těl organismů či jejich činností, popřípadě může docházet ke kontaminaci přírodních vod odpadními a splaškovými vodami. Sekundární zdroje pachu se dostávají do vody při jejím rozvodu potrubím anebo při její hygienické úpravě chlorací, přičemž nabývá zápachu po chloru či jeho derivátech. [8]

Pokud je pach stanovovaný smysly, to znamená senzoricky, označuje se stupni od jedné do pěti, přičemž každý stupeň má ještě slovní označení (tab. IV). Senzorická analýza se provádí při teplotách 20 °C a 60 °C a účastní se jí několik osob (zacvičené i nezacvičené). Stanovování při vyšší teplotě je důležité, protože některé pachy vynikají až v důsledku vysoké teploty. [27]

Tabulka IV Stupeň pachu s jeho slovní charakteristikou a druh pachu pitné vody [27]

Stupeň pachu	Slovní charakteristika	Druh pachu
1	žádný	zemitý
2	velmi slabý	fekální
3	slabý	hnilobný
4	znatelný	plísňový
5	zřetelný	rašelinový
6	velmi silný	po jednotlivých chemikáliích

Důležitým poznatkem je také fakt, že velkou roli, zda se projeví pach dané látky, hraje i hodnota pH vody. Příkladem může být kyselina chlorná, která se využívá ke chloraci vody ve vodárenském průmyslu. Pokud je pH vody výrazně posunuto do alkalické oblasti, převládá v ní nedisociovaná kyselina, což má za následek její výraznější pach (tab. V). Prahové koncentrace pachotvorných látek se vyjadřují v mg/l. [8]

Tabulka V Prahová koncentrace chloru podle pH vody [8]

pH vody	Prahová koncentrace pachu chloru
5	0,075
7	0,156
9	0,450

V pitných vodách se podle normy ČSN EN 1622 stanovuje prahové číslo pachu (TON), jehož hodnota je buď rovná jedné, které má voda bez pachu nebo je vyšší. Je definován jako ředící poměr, pod jehož hodnotu ztrácí ředěný vzorek jakýkoliv pach [8]. Mezní limit pachu je stanoven pro $TON = 2$ [15].

2.5.5 Chut'

Chut' je organoleptickým ukazatelem vody, který úzce souvisí s pachem, neboť nelze oddělit jejich účinek na lidské smysly. Anorganické ionty jsou látky, které většinou ovlivní jen chut'. Ze škály anorganických kationtů je chut' vody významně ovlivňována prvky, jako jsou vápník, hořčík, železo, mangan, zinek, měď a z aniontů jsou to pak sírany, hydrogenuhličitan, chloridy nebo oxid uhličitý. Co se týče organických rozpuštěných látek, mohou chut' ovlivňovat například fenoly nebo ropné látky [3]. V pozitivním směru ovlivňuje chut' především vápník a hořčík (oddíl 2.3.2), ale jde především o jejich vyváženou koncentraci. Některé chuťové nedostatky vody může skrýt vyšší koncentrace oxidu uhličitého. Negativně vždy ovlivňují chut' vody prvky jako je železo, mangan, měď a zinek [8]. Aby chut' vody vynikla, je důležité, aby se její pH hodnoty pohybovaly v rozmezí 6,5 až 7,5. Od hodnoty pH 8 voda dostává louhovitě mýdlovou příchut'. Dále může chut' vody ovlivňovat i její teplota (oddíl 2.5.1).

Senzorická analýza chuti probíhá tak, že se co nejdříve po odběru ochutnává vzorek pitné vody o teplotě 20 až 23 °C a aby nebyl výsledek měření subjektivní, účastní se analýzy více osob. Výsledky analýzy chuti vyjadřují její intenzitu na stupnici od 0 do 5, přičemž nula znamená žádnou intenzitu a 5 intenzitu extrémní (tab. VI). [27]

Tabulka VI Stupnice intenzity chuti [27]

Stupnice	Slovní charakteristika
0	žádná intenzita
1	sotva znatelná intenzita na jazyce po vyprázdnění úst
2	znatelná intenzita bez doznívání po vyprázdnění úst
3	dobře znatelná intenzita s krátkým i dlouhým dozníváním po vyprázdnění úst
4	silná intenzita v ústní dutině se silným a dlouhým dozníváním po vyprázdnění úst
5	extrémní intenzita v celé ústní dutině se silným až bolestivým vjemem, který okamžitě otupí schopnosti receptorů

U pitných vod je nutné, aby byla chuť přijatelná pro spotřebitele a podle ČSN EN 1622 je stanoveno prahové číslo chuti TFN, které může být rovné nejvýš dvěma – stupnice stejná jako u TON (oddíl 2.5.4) [15]. TFN je opět určeno ředícím poměrem, pod jehož hodnotu ztrácí voda postižitelnou chuť [8].

2.6 Fyzikálně chemické vlastnosti vod

2.6.1 Elektrolytická konduktivita

Elektrolytická konduktivita, nebo zkráceně konduktivita, je vlastnost vody vést elektrický proud.

Tato vlastnost je dána výskytem volných iontů (aniontů a kationtů) ve vodě a narůstá s jejich zvyšující se koncentrací, nábojem a pohyblivostí. V přírodních vodách jsou ionty většinou anorganické povahy, u odpadních vod bohatých na velké množství látek organické povahy to není již tak jednoduché. [8]

Nezanedbatelným faktorem ovlivňujícím celkovou vodivost vody je teplota stanovovaného vzorku. Její změnou o 1 °C totiž dochází ke změně konduktivity o 2 %. V dnešní literatuře se většinou udává konduktivita při 25 °C nebo se na tuto hodnotu přepočítává. [27]

Konduktivita je fyzikální veličina označována řeckým písmenem κ a představuje převrácenou hodnotu odporu roztoku. Jednotkou této veličiny je Siemens na metr

zapisovanou jako S/m. Co se týče analytických rozborů vody, pohybuje se hodnota konduktivity v menších řádech a udává se nejčastěji v mS/m nebo $\mu\text{S/m}$.

Konduktivita pitné vody je v praxi velmi užitečnou veličinou, neboť umožňuje odhadnout míru mineralizace vzorku vody a je využívána ke kontrole výsledků analytických rozborů vody. Pomocí konduktivity se hodnotí i čistota destilované vody, která je jen málo vodivá a její elektrolytická vodivost se pohybuje v rozmezí 50–500 $\mu\text{S/m}$. [27]

Pitné vody mají konduktivitu pohybující se v řádu desítek či jedné stovky mS/m. Ve vodě jsou obsaženy taky anorganické látky, které nemají povahu elektrolytu a neovlivňují celkovou vodivost vody. Typickým příkladem je křemík nebo bor [8]. Mezní limit konduktivity pitné vody při 25 °C je stanoven na 125 mS/m [15].

2.6.2 pH vody

Voda sama o sobě má povahu slabého elektrolytu, protože v malé míře disociuje na ionty H_3O^+ (zjednodušeně H^+) a OH^- (rovnice 2.16 a 2.17). Tento jev lze zapsat jako autoprotolýzu vody



nebo podle Arrhenia jako



Z tohoto vztahu se odvozuje disociační rovnovážná konstanta vody podle Guldberg – Waagova zákona. Jelikož je hodnota koncentrace vody konstantní, lze ji zahrnout do rovnovážné konstanty a psát jako K_v neboli jako iontový součin vody (rovnice 2.18), který má při běžné laboratorní teplotě 25 °C hodnotu 10^{-14} .

$$K_v = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] \quad K_v = 10^{-14} \quad (2.18)$$

V čisté vodě je koncentrace obou složek identická, proto platí vztah 2.19.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}. \quad (2.19)$$

Protože vyjadřování kyselosti roztoku v exponentech je poměrně nepraktické, navrhl v roce 1909 dánský biochemik Sørensen zapisování acidobazických vlastností ve formě vodíkového exponentu pH, jež definoval jako záporný dekadický logaritmus koncentrace oxoniových kationtů (rovnice 2.20). [29]

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \quad (2.20)$$

Hodnoty pH nabývají rozpětí 0 – 14, přičemž voda má za normálních okolností pH 7, to znamená, že je neutrální. Pokud v ní však malou mírou převáží vodíkové kationty H_3O^+ , její pH se snižuje a naopak při dominanci aniontu OH^- se pH zvyšuje.

Ve vodárenství je pH důležitým ukazatelem kvality pitné vody. Zákonem stanovená hodnota pH se pohybuje v rozmezí 6,5–9,5, lze však tolerovat i hodnoty od pH 6, je-li to dáno její genezí [15]. V roce 2013 činila průměrná hodnota pH pitných vod 7,3. Nejnížší zjištěná hodnota byla 4,8 a nejvyšší zjištěná hodnota dosáhla hodnoty 10,2 [7].

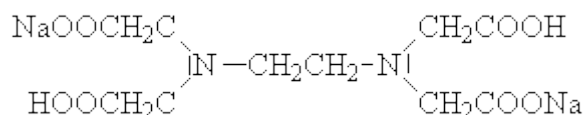
2.7 Analytické metody stanovení tvrdosti vody, pH a konduktivity

U pitné vody se provádějí celkem tři druhy rozborů: chemický a fyzikální rozbor, mikrobiologický a radiologický. Chemický a fyzikální rozbor je buď základního rozsahu, kdy se stanovuje 14 ukazatelů jako teplota, pH, acidita, alkalita, formy CO_2 , CHSK_{Mn} (oxidovatelnost), vápník a hořčík, železo, mangan, amoniakální dusík, chloridy, dusitany, dusičnany a konduktivita. Kromě základního rozboru může být prováděn rozšířený chemický a fyzikální rozbor vody, při kterém je stanovováno 23 ukazatelů jakosti pitné vody (včetně 14 základních) nebo úplný rozbor se stanovením 40 ukazatelů jakosti pitné vody (včetně 14 základních). [28]

2.7.1 Chelatometrie

Chelatometrie patří mezi metody odměrné analýzy. V oddělení titrací se řadí mezi komplexometrické titrace, tedy titrace, při kterých se vytváří stabilní komplexy chelátů s ionty stanovovaných kovů.

Jako odměrný roztok se používají aminopolykarbonové kyseliny, zvané taky jako chelony. Mezi tyto kyseliny patří kyselina iminodioctová $\text{HN}(\text{CH}_2\text{COOH})_2$, kyselina nitrilotrioctová $\text{N}(\text{CH}_2\text{COOH})_3$ známá také jako chelaton I (NTA), kyselina ethylendiamintetraoctová známá jako chelaton II (EDTA), disodná sůl kyseliny ethylendiamintetraoctové známá jako chelaton III (obr. 7) a 1,2-diamincyklohexan-N,N-tetraoctová kyselina známá také jako chelaton IV (DCTA). [29]



Obrázek 7 Vzorec disodné soli kyseliny ethylendiamintetraoctové [30]

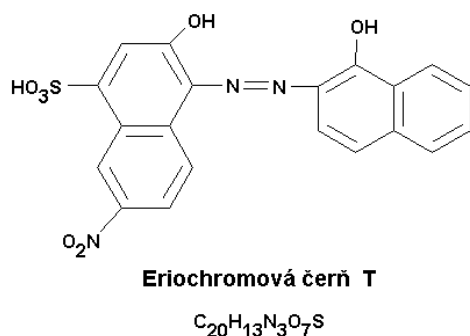
Z uvedených aminopolykarbonových kyselin jsou nejvýznamnější EDTA a její disodná sůl (obr. 7). Jejich použití v laboratoři je výhodné i z důvodů, že reagují s ionty kovů v poměru 1 : 1 bez ohledu na oxidační číslo kovu. Při chelatometrickém stanovení tvrdosti vody se využívá odměrný roztok disodné soli EDTA, která tvoří s ionty vápníků a hořčíku příslušné chelatonáty (rovnice 2.21 a 2.22).



Z uvedených rovnic vyplývá, že v reakci kromě stabilního komplexu chelátu s iontem kovu dojde k odštěpení vodíkových protonů, které by mohly komplexy rozkládat. Z tohoto důvodu se při titracích musí používat pufr, které zajistí stabilní pH titrovaného roztoku. Pro pH 9 až 10 se využívá amonný pufr (směs NH_3 a NH_4Cl), nebo pro pH 4 až 5 octanový pufr (směs CH_3COOH a CH_3COONa) [29].

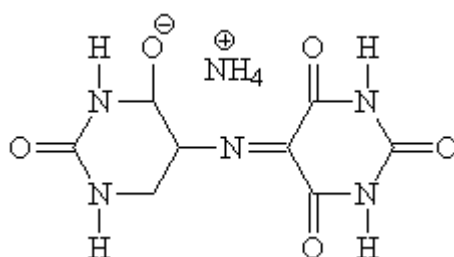
Během titrace se bod ekvivalence detekuje vizuálně, proto se k jeho spolehlivému určení využívají metalochromní indikátory. Ty během titrace tvoří se stanovovaným iontem kovu komplex, který je však méně stabilní než komplex chelátů, proto v bodě ekvivalence dojde k vytěsnění iontů kovů z komplexu indikátor-ion kovu a navázání těchto iontů na chelaton, čímž se indikátor dostane do původního stavu a v roztoku se to projeví barevnou změnou. [29]

Metalochromní indikátory jsou povahou slabé kyseliny či báze, nejvyžívanější jsou Eriochromčern T (obr. 8) a murexid (obr. 9). Eriochromčern T patří mezi azobarviva a v prostředí pH 6 přechází z vínově červené barvy na modrou a v pH = 12 dostává roztok barvu oranžovou. Eriochromčern T se využívá v chelatometrickém stanovení obsahu iontů Ca^{2+} a Mg^{2+} .



Obrázek 8 Vzorec eriochromčerni T [30]

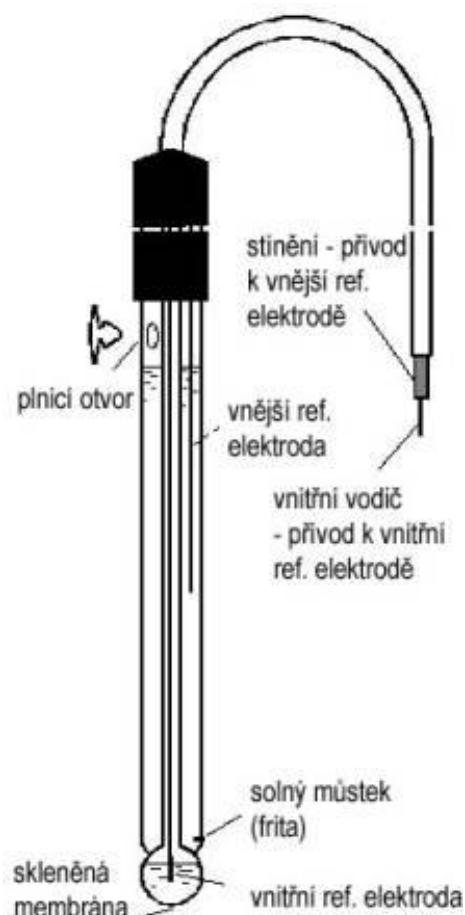
Murexid je amonnou solí kyseliny purpurové, která v alkalických roztocích vytváří modrofialové zbarvení, zatímco v kyselých roztocích je červenofialový. V chelatometrickém zjištění tvrdosti vody se využívá ke stanovení obsahu Ca^{2+} iontů.



2.7.2 Potenciometrické stanovení pH

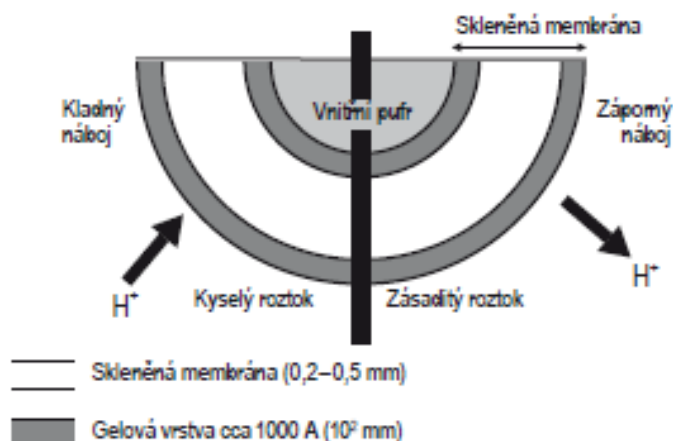
Potenciometrické měření pH se provádí pomocí pH-metru, jehož hlavní součástí je elektrochemický článek tvořený dvěma elektrodami, přičemž jedna je vždy měrná (indikační)

a druhá srovnávací (referentní). Nejvíce využívanou indikační elektrodou je iontově selektivní skleněná membránová elektroda a jako srovnávací elektroda nejčastěji slouží kalomelová nebo argentchloridová [29]. Pro snadnější manipulaci v laboratořích byla vyrobena kombinovaná elektroda (obr. 10), kde je skleněná elektroda rovnoměrně obklopena referentní elektrodou naplněnou referenčním elektrolytem.



Obrázek 10 Kombinovaná elektroda využívaná k měření pH [31]

Princip měření spočívá v reakci skleněné membrány měrné elektrody, která je vyrobena ze sodno-vápenatého skla, s vodným roztokem, kdy se sklo začne hydrolyzovat a dochází k výměně sodných iontů za vodíkové. Na vnější straně membrány se vytvoří gelová vrstva a v závislosti na pH roztoku prostupují vodíkové ionty buď dovnitř (roztok kyselý) anebo ven (roztok zásaditý). V případě kyselého roztoku se kolem vnější membrány vytvoří kladný náboj, naopak v zásaditém roztoku je to náboj záporný (obr. 11). [32]



Obrázek 11 Průřez skleněnou membránou s prostupem vodíkových iontů v závislosti na hodnotě pH vodného roztoku [32]

Vnitřní (referentní) elektroda naplněná pufrům má stálé pH prostředí, proto je její potenciál na povrchu vnitřní membrány konstantní, zatímco potenciál vnější membrány je závislý na hodnotě pH vodného roztoku. Z toho plyne, že elektrochemické napětí článku U (V) je určeno rozdílem potenciálu měrné elektrody a referentní (rovnice 2.23).

$$U = E_m - E_{\text{ref}} \quad (2.23)$$

Moderní pH-metry již samy přepočítávají velikost elektromotorického napětí článku U na hodnotu pH, která je zobrazena na displeji přístroje.

Před samotným měřením pH musí být přístroj kalibrován pomocí pufrů, přičemž se obvykle volí fosfátový pufr, který má hodnotu pH 7, a potom podle očekávané hodnoty pH měřeného roztoku se volí buď pufr pro kyselou oblast (ftalátový o pH 4) nebo alkalickou oblast (borátový o pH 9).

2.7.3 Konduktometrie

Konduktometrie je metoda založena na přítomnosti elektrického proudu, což je zásadní rozdíl oproti potenciometrii (oddíl 2.7.2). Podstata stanovení konduktivity vodného roztoku spočívá ve změření jeho odporu mezi dvěma elektrodami metodou Wheatstoneova můstku. Aby se zabránilo polarizaci elektrod, zvětšuje se jejich povrch pokrytím platinovou černí a přístrojem musí procházet střídavý elektrický proud s frekvencí nad 1000 Hz.

Před vlastním měřením se provádí kalibrace přístroje na roztok chloridu draselného o koncentraci 0,01 mol/l, vytemperovaného na 25 °C. Vlastní měření probíhá tak, že vodivostní nádobka s dvěma elektrodami se nejprve omyje destilovanou vodou, jemně osuší buničinou, následně ponoří celá do stanovovaného roztoku a po ustálení ručičky konduktometru se odečítá hodnota. Důležité je aby vzorky měly jednotnou teplotu, tj. 25°C.

3 Experimentální část

V této části se pojednává o vlastním měření celkové tvrdosti pitné vody z vybraných lokalit, stanovení jejich celkové vodivosti a nakonec pH zmíněných vzorků.

3.1 Použitý materiál a chemikálie

- Vzorky pitných vod odebrány z veřejných vodovodů různých krajů České republiky v množství 1,5 litrů každého vzorku.
- Voda byla čerpána z následujících lokalit: Brno, České Budějovice, Humpolec, Mariánské Lázně, Olomouc, Praha, Roztoky u Prahy, Teplice, Třinec, Uherské Hradiště, Zákupy u České Lípy
- Odměrný roztok disodné soli kyseliny EDTA (chelaton III) o koncentraci 0,05 mol/l
- Pevný hydroxid sodný od Lach-Ner s.r.o.
- Ftalátový pufr o pH $4 \pm 0,02$ při 20 °C od společnosti Penta, Chrudim
- Fosfátový pufr o pH $7 \pm 0,02$ při 20 °C od společnosti Penta, Chrudim
- Indikátor Eriochromčern T
- Indikátor Murrexid
- Schwarzenbachův pufr (směs $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$) o pH = 10
- Tekutý chlorid draselný o koncentraci 0,01 mol/l

3.2 Přístroje a vybavení

Ke stanovení pH různých vzorků pitných vod byl použit pH - metr HANNA instruments a k měření konduktivity vzorků pitných vod byl použit konduktometr od výrobce Radelkis Budapest.

3.3 Odběr vzorků

Jednotlivé vzorky pitných vod byly čerpány do PET láhví o objemu 1,5 litru. Pro účely této práce byla pitná voda odebrána z veřejného vodovodu tak, že se nejprve nechalo odtékat množství vody po dobu přibližně 30 sekund a poté byly PET láhve vypláchnuty vodou, kterou se následně plnily. Jelikož bylo záměrem shromáždění vzorků pitné vody pokud možno z většiny krajů České republiky, probíhalo odebírání vzorku v časovém horizontu přibližně jednoho roku, přičemž se PET láhve uskladovaly na temném a chladném místě, aby nedošlo ke znehodnocení jejich obsahu.

3.4 Stanovení tvrdosti pitné vody pomocí chelatometrické titrace

3.4.1 Stanovení obsahu Ca^{2+} v pitné vodě

Nejprve byl připraven 1M NaOH, který je potřebný k titraci vápenatých iontů. Poté byly vzorky pitné vody přelity do odměrných baněk o objemu 100 ml a kvantitativně převedeny do titrační baňky. Do každého vzorku vody v titrační baňce bylo přidáno 5 ml 1M NaOH a pár zrněk murexidu jako indikátoru. Vzorky byly titrovány odměrným roztokem Chelatonu III z oranžově červeného zabarvení, dokud jediná kapka nezbarvila titrovaný roztok na fialovo. Po jednom orientačním měření byla provedena tři přesná měření. Stejný postup byl uplatněn u všech 11 vzorků vody. Ze spotřeb odměrného roztoku chelatonu III byly vypočítány hmotnostní koncentrace iontů Ca^{2+} (rovnice 3.1).

$$c(\text{Ca}^{2+}) = V(\text{ch}).c(\text{ch}).1000/V(\text{vz}) \quad (3.1)$$

kde $c(\text{Ca}^{2+})$ je koncentrace iontů Ca^{2+} [mmol/l], $V(\text{ch})$ je spotřebovaný objem chelatonu III. při titraci [ml], $c(\text{ch})$ je koncentrace odměrného roztoku Chelatonu III [mol/l], $V(\text{vz})$ je objem vzorku vody použitý k titraci [ml]. Molární koncentrace Ca^{2+} se pak následovně převádí na hmotnostní koncentraci podle rovnice 3.2.

$$c_{\text{hm}}(\text{Ca}^{2+}) = c(\text{Ca}^{2+}).\text{Ar}(\text{Ca}) \quad (3.2)$$

kde $c_{hm}(Ca^{2+})$ je hmotnostní koncentrace iontů Ca^{2+} [mg/l], $Ar(Ca)$ je relativní atomová hmotnost vápníku [40,08 g/mol].

Zjištěné hodnoty koncentrace Ca^{2+} u všech analyzovaných vzorků pitné vody jsou uvedeny v tabulce VII.

Tabulka VII. Přehled hmotnostních koncentrací Ca^{2+} v pitné vodě podle jednotlivých měst.

Lokalita odběru vzorku vody	Spotřeba Chelatonu III (ml)			Obsah Ca ²⁺ (mg/l)
Brno	5,3	5,2	5,3	106,21 ± 0 01
České Budějovice	1,6	1,6	1,6	32,06 ± 0,12
Humpolec	0,9	0,9	1,0	18,00 ± 0,07
Františkovy Lázně	1,8	1,8	1,8	36,07 ± 0,06
Olomouc	4,6	4,5	4,5	90,18 ± 0,01
Praha	2,7	2,7	2,8	54,11 ± 0,02
Roztoky u Prahy	1,6	1,6	1,6	32,06 ± 0,09
Teplice	1,3	1,4	1,4	28,10 ± 0,04
Třinec	0,8	0,8	0,8	16,00 ± 0,00
Uherské Hradiště	5,8	5,7	5,7	116,23 ± 0,01
Zákupy u České Lípy	5,8	5,8	5,8	50,10 ± 0,00

3.4.2 Stanovení celkové tvrdosti vody (Ca^{2+} a Mg^{2+})

Jednotlivé vzorky vod byly nality do odměrných baněk a odtud byly kvantitativně převedeny do titračních baněk o objemu 100 ml. Do každého vzorku pitných vod bylo přidáno 10 ml amoniakálního pufru a malé množství indikátoru eriochromčerně T. Směs byla poté titrována odměrným roztokem chelatonu III z vínově červeného zabarvení do modrého. Po jednom orientačním měření byla provedena tři přesná měření. Celý postup se opakoval celkem u 11 vzorků pitných vod. Ze spotřeb titračního činidla se stanovil celkový obsah iontů Ca^{2+} a Mg^{2+} (rovnice 3.3).

$$c(Mg^{2+} \text{ a } Ca^{2+}) = V(ch).c(ch).1000/V(vz) \quad (3.3)$$

kde $c(\text{Mg}^{2+} \text{ a } \text{Ca}^{2+})$ je celková tvrdost vody [mmol/l], $V(\text{ch})$ je spotřebovaný objem chelatonu III při titraci [ml], $c(\text{ch})$ je koncentrace odměrného roztoku chelatonu III [mol/l], $V(\text{vz})$ je objem vzorku vody použitý k titraci [ml]. Pokud jde o stanovení obsahu iontů Mg^{2+} , postupuje se tak, že se od celkového látkového množství chelatonu se odečte látkové množství chelatonu spotřebovaného na titraci Ca^{2+} iontů (rovnice 3.4)

$$n(\text{Mg}^{2+}) = n(\text{Mg}^{2+} \text{ a } \text{Ca}^{2+}) - n(\text{Ca}^{2+}) \quad (3.4)$$

molární koncentrace Mg^{2+} se pak převede na hmotnostní koncentraci v mg/l (rovnice 3.5)

$$c_{\text{hm}}(\text{Mg}) = n(\text{Mg}^{2+}) \cdot A_r(\text{Mg}) \quad (3.5)$$

kde $c_{\text{hm}}(\text{Mg})$ je hmotnostní koncentrace hořčíku a $A_r(\text{Mg})$ je relativní atomová hmotnost hořčíku [24,32 g/mol].

Zjištěné hodnoty koncentrace Mg^{2+} spolu s celkovou tvrdostí vody u všech analyzovaných vzorků jsou uvedeny v tabulce VIII.

Tabulka VIII. Přehled spotřeb chelatonu III (ChIII), obsahu Mg^{2+} a celkové tvrdosti vody ve vzorcích pitné vody odebrané v různých městech České republiky.

Lokalita odběru vzorku vody	Spotřeba ChIII (ml)			Obsah Mg^{2+} (mg/l)	Celková tvrdost vody (mmol/l)
Brno	5,6	5,5	5,6	$3,65 \pm 0,00$	$2,80 \pm 0,01$
České Budějovice	2,1	2,1	2,0	$6,08 \pm 0,12$	$1,05 \pm 0,03$
Františkovy Lázně	2,9	2,8	2,8	$12,16 \pm 0,06$	$1,40 \pm 0,02$
Humpolec	1,3	1,4	1,3	$4,86 \pm 0,15$	$0,65 \pm 0,05$
Olomouc	6,1	6,1	6,0	$18,24 \pm 0,04$	$3,05 \pm 0,01$
Praha	3,4	3,5	3,4	$8,51 \pm 0,17$	$1,70 \pm 0,02$
Roztoky u Prahy	2,2	2,3	2,3	$8,51 \pm 0,09$	$1,15 \pm 0,02$
Teplice	1,7	1,6	1,6	$2,43 \pm 0,59$	$0,85 \pm 0,04$
Třinec	1,0	1,0	1,0	$2,43 \pm 0,00$	$0,50 \pm 0,00$
Uherské Hradiště	7,6	7,6	7,7	$21,89 \pm 0,07$	$3,80 \pm 0,01$
Zákupy u České Lípy	2,9	2,9	2,9	$4,86 \pm 0,15$	$1,45 \pm 0,00$

3.5 Stanovení celkové vodivosti pitné vody

Ke stanovení celkové vodivosti jednotlivých vzorků pitných vod z několika měst ČR byl použit konduktometr. Při stanoveních se postupovalo tak, že elektroda konduktometru byla před a po každém měření omyta destilovanou vodou a osušena, aby nedošlo k ovlivnění vodivosti jednotlivých vzorků pitné vody. Poté byla elektroda ponořena do vzorku vody v kádince a hodnota se odečítala po ustálení ručičky konduktometru. Získané hodnoty jsou přehledně zobrazeny v tabulce IX.

Tabulka IX. Určení vodivosti vzorků pitných vod z jednotlivých lokalit.

Lokalita odběru vzorku vody	Konduktivita (mS/m)
Brno	68,0
České Budějovice	29,3
Františkovy Lázně	47,0
Humpolec	20,5
Olomouc	82,0
Praha	16,0
Teplice	22,5
Třinec	14,5
Roztoky u Prahy	37,0
Uherské Hradiště	105,0
Zákupy u České Lípy	36,5

3.6 Stanovení pH pitné vody

Ke stanovení hodnoty pH ve vzorcích pitných vod byl použit pH-metr Hanna Instruments. Před měřením byl přístroj nejprve nakalibrován na ftalátový pufr ($\text{pH } 4 \pm 0,02$; při 20°C) a poté na fosfátový pufr ($\text{pH } 7 \pm 0,02$; při 20°C). Samotná měření probíhala tak, že skleněná elektroda pH-metru byla celá ponořena do vzorku pitné vody a po ustálení hodnoty na displeji přístroje byly odečítány jednotlivé údaje. Před a po každém stanovení byla

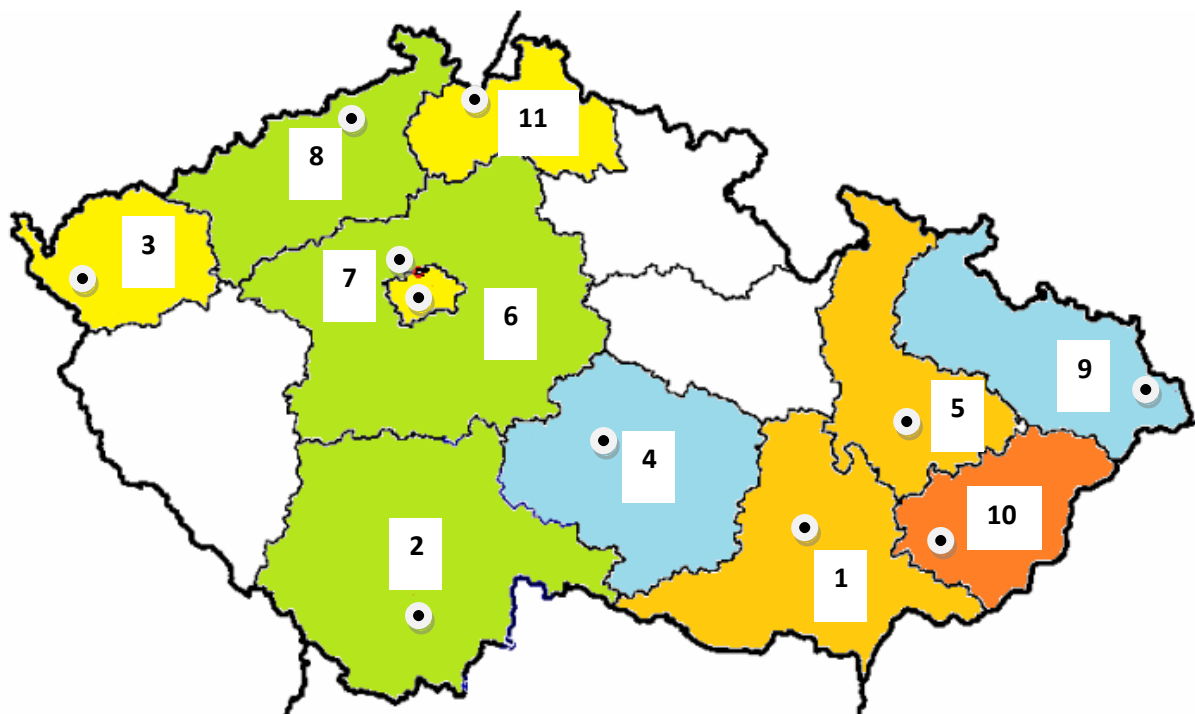
elektroda pH-metru omyta destilovanou vodou, aby nedošlo k ovlivnění výsledků měření. Výsledky měření vzorků z jednotlivých lokalit jsou shrnuty v tabulce X.

Tabulka X Naměřené hodnoty pH jednotlivých vzorku pitné vody z různých lokalit

Lokality odběru pitné vody	Hodnota pH
Brno	7,86
České Budějovice	8,01
Františkovy Lázně	7,14
Humpolec	6,40
Olomouc	7,70
Praha	7,85
Roztoky u Prahy	6,32
Teplice	7,27
Třinec	7,00
Uherské Hradiště	7,30
Zákupy u České Lípy	6,77

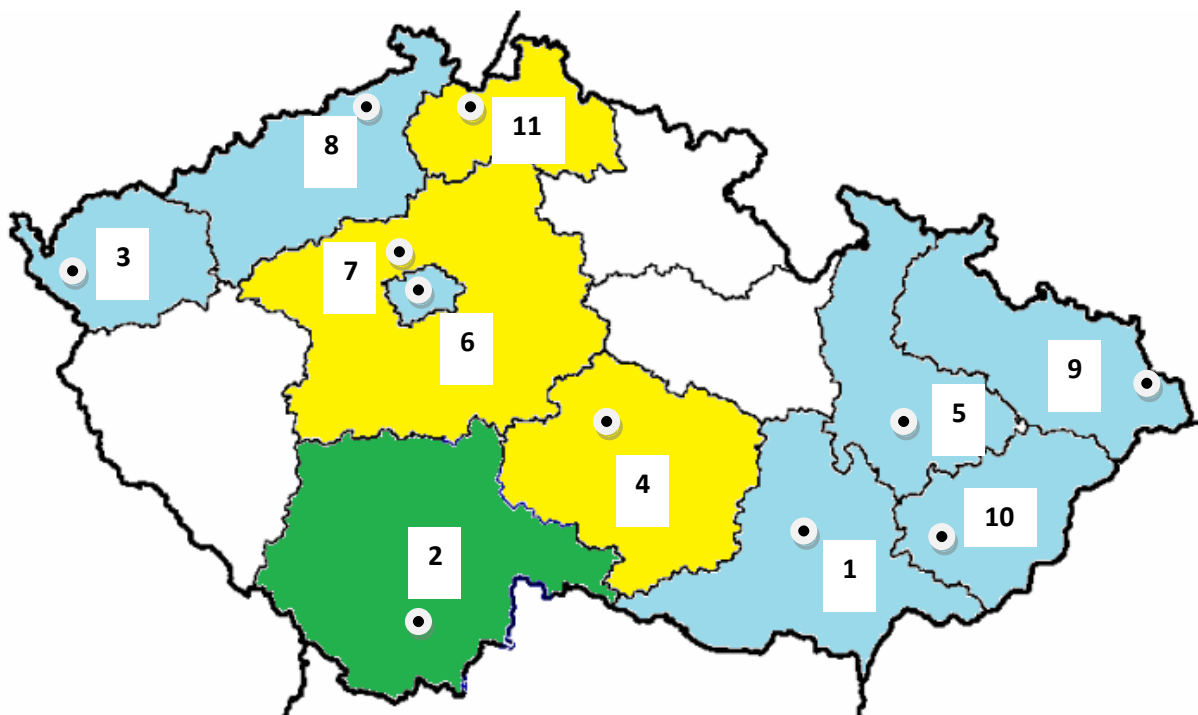
4 Výsledky a diskuze

V chelatometrickém stanovení tvrdosti vody bylo zjištěno, že většina vzorků pitných vod se pohybovala v oblasti měkké až středně tvrdé vody a platí to pro lokality České Budějovice (1,5 mmol/l), Františkovy Lázně (1,4 mmol/l), Praha (1,7 mmol/l), Roztoky u Prahy (1,15 mmol/l), Teplice (0,85 mmol/l) a Zákupy (1,45 mmol/l). Velmi tvrdá voda byla zjištěna ve vzorku z lokality Uherské Hradiště (3,8 mmol/l), naopak velmi měkkou vodou disponovaly vzorky z Třince (0,5 mmol/l) a Humpolce (0,65 mmol/l). Výsledky jsou kvůli přehlednosti zobrazeny na obrázku 12 v podobě krajů a body zobrazují polohu jednotlivých lokalit, kde byly vzorky vod odebírány.



Obrázek 10 Barevné znázornění tvrdosti vody podle příslušnosti lokalit ke krajům. Světle modrá odpovídá vodě velmi měkké ($> 0,7$ mmol/l), zelená vodě měkké (0,7–1,25 mmol/l), žlutá vodě středně tvrdé (1,26–2,5 mmol/l), světle oranžová vodě tvrdé (2,51–3,75 mmol/l) a sytě oranžová znázorňuje vodu velmi tvrdou ($> 3,76$). Brno (1) 2,8 mmol/l; České Budějovice (2) 1 mmol/l; Františkovy Lázně (3) 1,4 mmol/l; Humpolec (4) 0,65 mmol/l; Olomouc (5) 3,05 mmol/l; Praha (6) 1,7 mmol/l; Roztoky u Prahy (7) 1,15 mmol/l; Teplice (8) 0,85 mmol/l; Třinec (9) 0,5 mmol/l; Uherské Hradiště (10); Zákupy (11) 1,45 mmol/l.

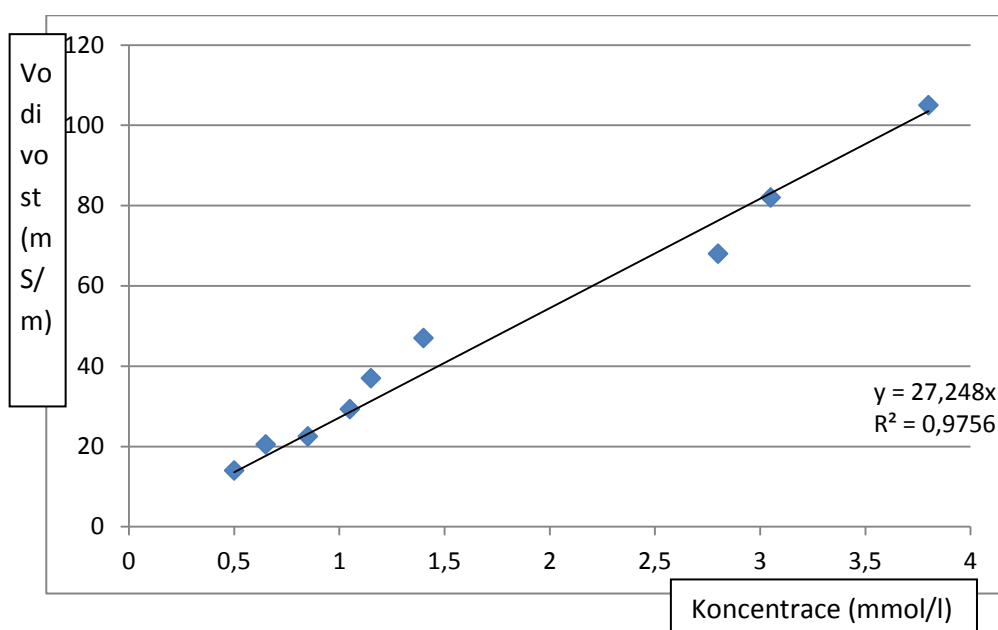
V analýze pH pitných vod byla u sedmi celkem z jedenácti lokalit zjištěna voda neutrální, tedy hodnoty pH od 7,00–7,99. Mírně kyselé vody odpovídaly lokalitě Zákupy u České Lípy (6,77), Roztoky u Prahy (6,32) a Humpolec (6,4). Navíc, pitná voda z Roztok u Prahy a Humpolce nesplňovala mezní limit stanovený vyhláškou, který je $\text{pH} = 6,5$. Mírně alkalická voda $\text{pH} = 8,01$ byla stanovena u Českých Budějovic (obr. 13).



Obrázek 13 Barevné znázornění pH pitných vod ze stanovovaných lokalit podle krajů. Světle modrá barva přísluší neutrálním vodám, žlutá vodám mírně kyselým a zásadité vody jsou zobrazeny zeleně. Bílá pole odpovídají nestanovovaným lokalitám pH. Brno (1) $\text{pH} = 7,9$; České Budějovice (2) $\text{pH} = 8,0$; Františkovy Lázně (3) $\text{pH} = 7,1$; Humpolec (4) $\text{pH} = 6,4$; Olomouc (5) $\text{pH} = 7,7$; Praha (6) $\text{pH} = 7,9$; Roztoky u Prahy (7) $\text{pH} = 6,3$; Teplice (8) $\text{pH} = 7,3$; Třinec (9) $\text{pH} = 7,0$; Uherské Hradiště (10) $\text{pH} = 7,3$; Zákupy (11) $\text{pH} = 6,8$.

Při stanovení elektrolytické vodivosti pitných vod bylo ve většině případů stanovení potvrzeno, že čím více hořčíku a vápníku obsahovaly, tím vyšší byla jejich konduktivita. Nejvyšší hodnota byla tedy zjištěna ve vzorku pitné vody z Uherského Hradiště, jehož tvrdost byla 3,8 mmol/l a konduktivita 105 mS/m. Nejnižší konduktivitu 14,5 mS/m měl vzorek spolu

s nejměkčí vodou z Třince (0,5 mmol/l). Neadekvátní hodnoty byly zjištěny u vzorku vody z lokality Praha, který ačkoliv měl čtvrtou nejvyšší tvrdost (1,7 mmol/l), konduktivita činila pouze 16 mS/m, což je ze všech vzorků vod druhá nejnižší. Druhý rozpor v hodnotách konduktivity a koncentraci roztoku byl zjištěn u vzorku z lokality Františkovy Lázně. Po eliminaci těchto výsledků byla napříč výsledky potvrzena lineární závislost mezi konduktivitou a koncentrací iontů hořčíku a vápníku ve stanovovaných vzorcích pitných vod (obr. 14). Vyhláškou stanovený mezní limit pro konduktivitu pitné vody nepřekročil žádný ze stanovovaných vzorků vod. Pouze konduktivita pitné vody z Uherského Hradiště se této limitní hodnotě mírně přiblížila.



Obrázek 14 Závislost konduktivity na koncentraci iontů hořčíku a vápníku ve vzorcích pitných vod.

Diskutované výsledky jednotlivých ukazatelů jakosti pitné vody, jako je tvrdost vody, pH a konduktivita byly dále porovnány s hodnotami deklarovanými vodárenskými společnostmi, pod jejichž záštitu spadá dodávka pitných vod (tab. XI). Porovnání je však pouze orientační, neboť hodnoty vodárenských společností nebyly buď aktuální z daného dne či měsíce odběru (často se jednalo o zprůměrované hodnoty) anebo nebyly měřeny v konkrétním místě odběru pitných vod pro účely této práce. Dále, pro účely této práce, nebyly vzorky podrobeny rozboru ihned po odběru, ale po jisté době skladování v PET láhvích, což mohlo konduktivitu i pH mírně ovlivnit. Nejvíce se k sobě přiblížily hodnoty

z kategorie tvrdosti pitných vod, kde byla mezi stanovenými a deklarovanými hodnotami dosažena v několika případech dokonce shoda nebo se lišily jen v řádech setin mmol/l.

Tabulka XI Porovnání stanovené celkové tvrdosti vody, konduktivity a pH s vodárenskými údaji. Seřazeno od nejvyšší zjištěné tvrdosti vody po nejnižší.

Lokalita odběru vody	Tvrdost vody		Konduktivita		pH	
	naměřená	vodárenská	naměřená	vodárenská	naměřené	vodárenské
Uherské Hradiště	3,80	4,60	105,0	102,0	7,30	7,70 – 7,90
Olomouc	3,05	3,00	82,0	64,0	7,70	7,50
Brno	2,80	2,84	68,0	50,0	7,86	7,43
Praha	1,70	1,84	16,0	47,3	7,85	7,43
Zákupy České Lípy	1,45	1,82	36,5	31,4	6,77	7,50
Františkovy Lázně	1,40	1,63	47,0	43,5	7,14	7,95
Roztoky u Prahy	1,15	0,98	37,0	31,5	6,32	7,60
České Budějovice	1,05	1,0	29,3	22,4	8,01	8,10
Teplice	0,85	0,82	22,5	19,6	7,27	7,80
Humpolec	0,65	0,70	20,5	22,0	6,40	6,70
Třinec	0,50	0,50	14,0	10,0	7,00	7,09

Co se týče samotných obsahů hořčíku a vápníku, stanovované vzorky pitných vod vykazovaly široké rozmezí obsahu vápníku, přičemž nejnižší obsah Ca^{2+} 16,0 mg/l byl zjištěn v Třinci a nejvyšším obsahem Ca^{2+} 116,2 mg/l oplýval vzorek vody z Uherského Hradiště. Co se týče vyhlášky, bylo podle vlastního měření zjištěno, že vody z lokalit České Budějovice, Františkovy Lázně, Humpolec, Roztoky u Prahy, Teplice a Třinec nedosahují doporučeného rozmezí, tj. 40–80 mg/l, i když vzorek z Františkových Lázní 36,1 mg/l lze označit jako hraniční, blížící se doporučené koncentraci stanovené vyhláškou.

U stanovení obsahu hořčíku v pitných vodách se potvrdila skutečnost, že se vyskytuje v nižších koncentracích, než jak je tomu u vápníku. Jednotlivé obsahy hořčíku byly vesměs velmi nízké, pouze u jednoho vzorku pitné vody z Uherského Hradiště byl hořčík obsažen ve dvou desítkách mg/l a splnil tedy vyhláškou doporučené množství hořčíku. Další dvě lokality, Olomouc (18,2 mg/l) a Františkovy Lázně (12,2 mg/l), měly obsah hořčíku mezi 10–20 mg/l a splnily alespoň tak mezní limit 10 mg/l nejnižší koncentrace tohoto iontu.

Zbývajících osm lokalit vykazovalo velmi nízké obsahy hořčíku pohybující se v několika jednotkách mg/l. Jednalo se o pitnou vodu z Brna, Českých Budějovic (6,1 mg/l), Humpolce (4,9 mg/l), Prahy (8,5 mg/l), Rožtok u Prahy (8,5 mg/l), Teplic (2,4 mg/l), Třince (2,4 mg/l) a Zákup u České Lípy (4,9 mg/l). Tyto lokality navíc nedosahují ani nejnižší koncentrace stanovené vyhláškou. Jednotlivě zjištěné obsahy hořčíku a vápníku jsou přehledně znázorněny v tabulce XII, kde jsou zároveň pro porovnání uvedeny i vodárenské údaje.

Tabulka XII Stanovené obsahy vápenatých a hořečnatých iontů v jednotlivých vzorcích pitných vod porovnány se získanými vodárenskými údaji. Výsledky jsou seřazeny od nejvyšších naměřených výsledků po nejnižší.

Lokalita	Obsah Ca^{2+} (mg/l)		Obsah Mg^{2+} (mg/l)	
	naměřený	vodárenský	naměřený	vodárenský
Uherské Hradiště	116,2	139,0–152,0	21,9	27,0–29,0
Brno	106,2	101,0	3,7	2,1
Olomouc	90,2	94,5	18,2	15,6
Praha	54,1	61,4	8,5	6,8
Zákupy	50,1	66,1	4,9	4,6
Františkovy Lázně	36,1	43,2	12,2	13,5
České Budějovice	32,1	nezjištěno	4,9–6,1	nezjištěno
Rožtoky u Prahy	32,1	28,0	8,5	6,9
Teplice	28,1	24,8	2,4	3,0
Humpolec	18,0	18,2	4,9	3,8
Třinec	16,0	13,6	2,4	3,9

5 Závěr

Pro účely této práce bylo získáno z veřejných vodovodů napříč Českou Republikou celkem 11 vzorků pitných vod, které byly podrobeny analýze celkové tvrdosti vody, stanovení jednotlivých obsahů hořčíku a vápníku, měření elektrolytické konduktivity a pH. Výsledky jednotlivých měření byly porovnány jak s vyhláškou, tak s údaji deklarovanými vodárenskými společnostmi. Z výsledků lze vyvodit závěr, že hodnoty tvrdosti pitné vody odráží podloží, odkud jsou čerpány, vzorky pitné vody s nejvyšší tvrdostí totiž pocházejí z podzemních zdrojů, které jsou obecně více mineralizovány než povrchové zdroje. Většina lokalit vykazuje tvrdost vod v rozsahu kategorií voda měkká až středně tvrdá, což je příznivé pro ohřívací tělesa domácích spotřebičů či parních kotlů přicházejících s vodou do kontaktu, protože se na nich nevytváří příliš výrazný vodní kámen. Na druhou stranu, poměrně nízká mineralizace vod není příznivá pro zdravotní kondici člověka, protože vápník a hořčík vykazují specifické pozitivní účinky. Hořčík v pitných vodách působí jako prevence proti vzniku kardiovaskulárních onemocnění a vápník je důležitý prvek pro správné fungování nervosvalového přenosu a v novějších studiích bylo dokonce zjištěno, že snižuje riziko předčasných porodů. Hodnoty konduktivity zjištěné v měření potvrdily její lineární závislost na koncentraci zředěného roztoku a nekolidovaly s limitem stanoveným vyhláškou. Hodnoty pH jednotlivých vzorků se ve většině pohybovaly v neutrální oblasti a tři vzorky pitných vod kvůli svým kyselým hodnotám nesplnily mezní limit vyhlášky, která však povoluje za určitých okolností výjimky.

6 Literatura

1. **Jungwirth, Pavel.** Voda, samá voda. *Chemické listy*. [Online] duben 2008. [Citace: 27. únor 2015.] http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2008_04_227-231.pdf. ISSN 1213-7103, 0009-2770.
2. Voda. *Wikipedie, otevřená encyklopedie*. [Online] [Citace: 11. březen 2015.] <http://cs.wikipedia.org/wiki/Voda>.
3. **Ilavský, Ján, Barloková, Danka a Biskupič, Ferdinand.** *Chémia vody a hydrobiológia*. Bratislava : Slovenská technická univerzita v Bratislavě, 2008. ISBN 978-80-227-2930-7.
4. **Malý, Josef a Malá, Jitka.** *Chemie a technologie vody*. Brno : NOEL 2000, 1996. ISBN 80-86020-13-4.
5. **Martin Bojkovský.** Vodíková vazba. *Studium chemie*. [Online] 2007. [Citace: 11. březen 2015.] http://www.studiumchemie.cz/materialy/Martin_Bojkovsky/diplomka_www/vodikova_vazba.html.
6. **Král, Jaroslav.** *Chemie vody*. Brno : Vysoké učení technické v Brně, 1984.
7. **kolektiv autorů.** Monitoring pitné vody. *Státní zdravotní ústav*. [Online] 2014. [Citace: 3. březen 2015.] <http://www.szu.cz/tema/zivotni-prostredi/monitoring-pitne-vody>. ISBN: 978-80-7071-332-7.
8. **Pitter, Pavel.** *Hydrochemie*. Praha : Vydavatelství VŠCHT Praha, 2009. ISBN 978-80-7080-701-9.
9. **Biskupič, Ferdinand.** *Chémia vody*. Bratislava : Slovenská technická univerzita v Bratislavě, 1991. ISBN 80-227-0447-4.
10. **N.F.Gray.** *Drinking water quality*. Cambridge : Cambridge University Press, 2008. ISBN 978-0-521-70253-9.
11. **Ambrožová, Jana.** *Aplikovaná technická hydrobiologie*. Praha : Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, 2003. ISBN 80-7080-521-8.
12. **Adam Petrusek.** Limnologie pro potápěče. *Strany potápěčské*. [Online] [Citace: 20. březen 2015.] <http://www.stranypotapecske.cz/teorie/limnolog.pdf>.
13. **Ziegler, Václav.** *Základy mineralogie a petrografie pro studenty Pedagogické fakulty*. Praha : Univerzita Karlova v Praze - Pedagogická fakulta, 2003. ISBN 80-7290-111-7.
14. **Kožíšek, František a Heligová, Jana.** Zdravotní význam sodíku ve vodách. *Státní zdravotnický ústav*. [Online] leden 2002. [Citace: 15. březen 2015.] <http://www.szu.cz/tema/zivotni-prostredi/zdravotni-vyznam-sodiku-ve-vodach>.

15. Vyhláška č. 83/2014 Sb., kterou se mění vyhláška č. 252/2004 Sb., kterou se stanoví hygienické požadavky na pitnou a teplou vodu a četnost a rozsah kontroly pitné vody, ve znění pozdějších předpisů. *Ministerství zdravotnictví České Republiky*. [Online] 14. květen 2014. [Citace: 20. únor 2015.] http://www.mzcr.cz/Legislativa/dokumenty/vyhlaska-c83/2004-sb-kterou-se-meni-vyhlaska-c252/2004-sb-kterou-se-stand_9091_2439_11.html. ISSN 1211-1244.
16. **Richter, Rostislav**. Mangan. *Mendelova univerzita v Brně*. [Online] [Citace: 10. únor 2015.] http://web2.mendelu.cz/af_221_multitext/vyziva_rostlin/html/biogenni_prvky/mn.htm.
17. Část G: Programy pro jednotlivé relevantní nebezpečné látky. *Registr povinností*. [Online] [Citace: 12. únor 2015.] <http://www.registropovinnosti.com/df23h54/voda/registrlegislative/Mangan.pdf>.
18. **Matyášek, Jiří a Suk, Miloš**. Přehled minerálů a hornin. *Informační systém masarykovy univerzity v Brně*. [Online] [Citace: 12. únor 2015.] <http://is.muni.cz/elportal/estud/pedf/js07/mineraly/materialy/index.html>.
19. **Kafka, Zdeněk a Punčochářová, Jana**. Těžké kovy v přírodě a jejich toxicita. *Chemické listy*. [Online] červenec 2002. [Citace: 15. únor 2015.] http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2002_07_05.pdf. ISSN 1213-7103, 0009-2770.
20. **Houserová, Pavlína, a další**. Chemické formy rtuti ve vodních ekosystémech - vlastnosti, úrovně, koloběh a stanovení. *Chemické listy*. [Online] říjen 2006. [Citace: 18. únor 2015.] http://www.chemicke-listy.cz/docs/full/2006_10_862-876.pdf.
21. **Bencko, Vladimír, Cikrt, Miroslav a Lener, Jaroslav**. *Toxické kovy v životním a pracovním prostředí člověka*. Praha : Grada Publishing, 1995. 80-7169-150-X.
22. *Olovo, těžká minulost jednoho z těžkých kovů*. **Navrátil, Tomáš a Rohovec, Jan**. 9, Praha : Vesmír, s.r.o., září 2006, Vesmír, Sv. 85, stránky 518-521. ISSN 0042-4544.
23. **Kožíšek, František**. *Zdravotní význam "tvrdosti" pitné vody*. [dokument] Praha : Státní zdravotní úřad, prosinec 2000.
24. Tvrdost pitné vody. *VAK Přerov*. [Online] [Citace: 5. březen 2015.] <http://www.vakprerov.cz/pitna-voda/tvrdost-pitne-vody.html>.
25. **Ferrante a kolektiv**. *Health effect of metals and related substances in drinking water*. London : IWA Publishing, 2001. ISBN 978-1-78040-597-1.
26. **Yang, Chun-Yuh a Chiu, Hui-Fen**. Calcium and Magnesium and the Risk of Death from Hypertension. *Magnesium online library*. [Online] září 2009. [Citace: 12. duben 2013.] <http://www.mgwater.com/articles/Rosanoff/%2837%29%20Calcium%20and%20Magnesium%20in%20drinking%20water%20and%20the%20risk%20of%20death%20from%20hypertension.pdf>. ISSN 0895-7061.

27. **Horáková, Marta.** *Analytika vody*. Praha : Vydavatelství VŠCHT Praha, 2003. ISBN 80-7080-520-X.
28. **Javorský, Petr a Krečmer, František.** *Rozbory vod a ovzduší v zemědělství*. Praha : Ministerstvo zemědělství a výživy ČR, 1990. ISBN 80-209-0110-8.
29. **Bartoš, Martin, Šrámková, Jitka a Staněk, Václav.** *Analytická chemie I*. Pardubice : Univerzita Pardubice, 2011. ISBN 978-80-7395-408-6.
30. **Canov, Michael.** Metalochromní indikátory. [Online] 25. duben 2003. [Citace: 25. březen 2015.] <http://canov.jergym.cz/indikato/priklady/metaloch.html>.
31. **Vávrová, Jaroslava.** Měření pH. *Encyklopedie laboratorní medicíny pro klinickou praxi*. [Online] [Citace: 28. březen 2015.] <http://www.enclabmed.cz/encyklopedie/A/JVALH.htm>.
32. Průvodce měřením pH. *Mettler Toledo*. [Online] [Citace: 30. březen 2015.] http://cs.mt.com/cz/cs/home/supportive_content/news/po/pro/pH_Theory_Guide.html.

Univerzita Karlova v Praze, Pedagogická fakulta

M. Rettigové 4, 116 39 Praha 1

Evidenční list žadatelů o nahlédnutí do listinné podoby práce

Jsem si vědom/a, že závěrečná práce je autorským dílem a že informace získané nahlédnutím do zveřejněné závěrečné práce nemohou být použity k výdělečným účelům, ani nemohou být vydávány za studijní, vědeckou nebo jinou tvůrčí činnost jiné osoby než autora.

Byl/a jsem seznámen/a se skutečností, že si mohu pořizovat výpisy, opisy nebo rozmnoženiny závěrečné práce, jsem však povinen/povinna s nimi nakládat jako s autorským dílem a zachovávat pravidla uvedená v předchozím odstavci tohoto prohlášení.

Poř. č.	Datum	Jméno a příjmení	Adresa trvalého bydliště	Podpis
1.				
2.				
3.				
4.				
5.				
6.				
7.				
8.				
9.				
10.				